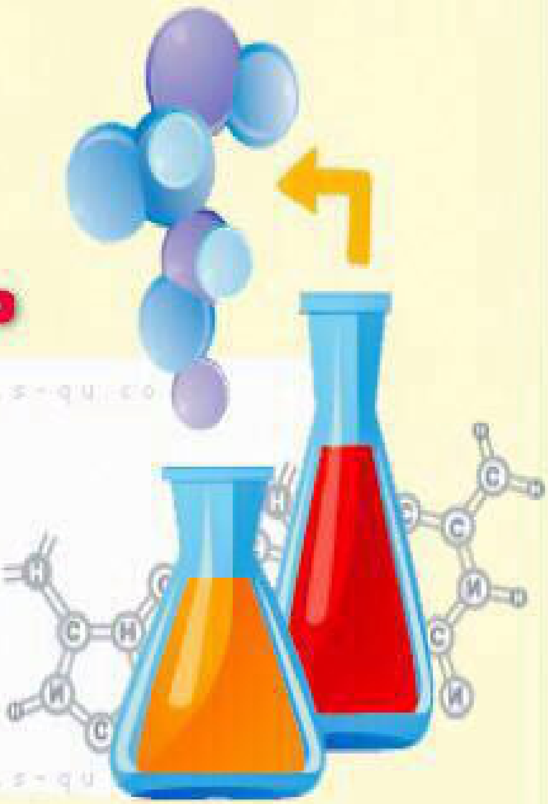
مساعد الطالب في

الكيمياء



للصف السادس علمي / فرع تطبيقي

إعداد الأستاذ : جابر يوسف

حصرياً لرحلة التفوق في السادس

@ رحلة التفوق في السادس

DES : MOSTAFA KH



بسم الله الرحمن الرحيم

﴿وقل اعملوا فسيرى الله عملكم ورسوله والمؤمنون﴾

انطلاقا من قول المصطفى (ص): ((زكاة العلم نشرهُ وتعليمهُ))

تضع شبكة مواقع رحلة التفوق في السادس التعليمية التربوية الخيرية بين ايديكم احدى اعمالها من ملازم مرحلة السادس الأعدادي هذه المرحلة الهامة والمصيرية في حياة اعزائنا الطلبة وخاصة المتعففين منهم ولمن يتعذر عليه اقتناء هذه المساعدات المدرسية في محافظاتنا العراقية العزيزة بهدف النهوض وتطوير الواقع التعليمي ولو بالجزء اليسير.

إذ أن شبكتنا لاتقتصر عاى نشر الملازم المدرسية فقط أنما تقوم بنشر الدروس المرئية المجانية لاكفأ التدريسيين بالأضافة الى مجموعة قنواتنا التدريسية وكذلك الأرشادات والنصائح وطرق الدراسة الصحيحة هذا من جهة. أما من جهة أخرى فهو كسر لشوكة بعض المحسوبين على الكادر التدريسي ممن يرفضون نشر ملازمهم والتعاون مع ابنائهم الطلبة ليأخذوا من المال هدفا أهم ويتناسوا مصلحة الطالب والواقع التعليمي المتدني.

علماً ان كادر الشبكة والقائمين عليها هم مجموعة من الشباب العراقي الواعي المثقف بالأضافة الى تعاون بعض المدرسين الكرام كما واننا غير تابعين لأي جهة كانت رسمية او غير رسمية انما سر تجمعنا وعملنا هو خيري بحت آملين من الله عز وجل ان يوفقنا لتقديم كل ما هو صالح لشعبنا و وطننا الحبيب.

كادر شبكة رحلة التفوق في السادس

٢٠١٥/٨/٢١

ا.د: اشرف الوائلي

ا.د: مينا الاحمد

المساعد في

كيمياء السادس العلمي التطبيقي

اعداد

جابر اليوسف

رحلة التفوق في السادس @

الإهـــــــــــــداء

إلى مَنْ تحولتْ نبضاتُ قلبهِ إلى ترنيمةِ أغنيةٍ تحكي بقايا حلم ......

إلى مَنْ شربَ الموتَ وعبرَ النـــار .. ..

أخــــــــــي ....

رحلة التفوق في السادس @

الكسور العشرية واللوغارتمات وكيفية التعامل معها في الحسابات

سؤال : مثّل القيمة 0.002 بشكل كسر اعتيادي مرة وبطريقة أُسية مرة اخرى .
الجواب : تعني القيمة 0.002 اثنان من الالف ولتمثيلها بشكل كسر نكتبها بالصيغة الاتية

$$\frac{2}{1000}$$

ولكتابتها بصيغة أُسية فنكتبها 2×10^{-3} (بعدد المراتب يمين الفاصلة)

ملاحظة : عند تقديم الفاصلة الى الامام نضيف الى الاس السالب بقدر المراتب التي قدّمنا بها الفاصلة اما عند ارجاع الفاصلة الى اليسار فنطرح من الاس السالب بقدر عدد مرات ارجاع الفاصلة .

مثال : 6.2×10^{-3} (الكتابة المفضلة في لغة الرياضيات)
عند تقديم الفاصلة مرتبة واحدة الى الامام تصبح $62\ X\ 10^{-4}$ وعند ارجاعها يسارا مرتبة واحدة مثلا تكون $0.62X10^{-2}$

ان الغاية من كتابة القيم بشكل قيم اسّية هو لغرض سهولة التعامل معها في العمليات الحسابية كالضرب والجمع والقسمة . فعند عملية الضرب نجمع الاسس والتي اساسها 10 كما موضح ادناه

مثال : جد قيمة ناتج ضرب $5x\ 10^{-3}$ مع $6x10^{-4}$
الحل :

$$5\ X\ 10^{-3}\ \times\ 6\ X\ 10^{-4}\ = 5\times6\times10^{-3+(-4)}$$

$$= 30\times10^{-7}$$

او

$$= 3\times10^{-6}$$

وعند عملية القسمة نطرح الاسس التي أساسها 10 .
مثال : جد ناتج قسمة العدد $3x\ 10^{-2}$ على العدد $6x\ 10^{-4}$
الحل :

$$\frac{3\ x\ 10^{-2}}{6\ x\ 10^{-4}} = 0.5\ x10^{-2+4} = 50$$

وعند عملية الجمع او الطرح نتبع طريقة وهي ان نجعل الاسس السالبة متساوية من خلال تقديم الفاصلة الى اليمين مرتبة واحدة او اكثر او ارجاعها الى اليسار مرتبة او اكثر .
مثال : جد ناتج جمع العددين $3x\ 10^{-3}$ و $6x\ 10^{-4}$
الحل :

$$6\ x\ 10^{-4} + 3\ x\ 10^{-3} = 0.6\ x\ 10^{-3} + 3\ x\ 10^{-3} = 3.6\ x10^{-3}$$

مثال : جد ناتج طرح العدد $32\ x\ 10^{-5}$ من العدد $64\ x10^{-3}$
الحل :

$$64x10^{-3} - 32x10^{-5} = 64\ x10^{-3} - 0.32X10^{-3} = 63.68\ x10^{-3}$$

عملية ضرب الكسور العُشرية :

في البداية اضرب الكسرين دون النظرالى عدد المراتب يمين الفاصلة ثم ضع الفاصلة في الناتج بحيث يكون عدد المراتب يمين الفاصلة يساوي مجموع مراتب الكسرين .

مثال : $0.006 \times 0.03 = 0.00018 = 18 \times 10^{-5}$

نعيد كتابة الناتج بالطريقة المفضلة بالشكل الاتي 1.8×10^{-4}

ويمكن الحل بطريقة ثانية وهي طريقة الاسس $6 \times 10^{-3} \times 3 \times 10^{-2} = 1.8 \times 10^{-4}$

اللوغاريتمات العَشرية Logarithms

لوغاريتم عدد هو القوة التي يجب ان يرفع اليها الرقم 10 لكي يساوي العدد . لذلك فلوغاريتم 10000 أو 10^4 هو 4 ولوغاريتم 0.01 أو 10^{-2} هو -2 .

ولا تكون معظم الاعداد عبارة عن قوى اعداد صحيحة لـ 10 لذلك فان لوغاريتماتها لا تكون واضحة مباشرة ويمكن تحديدها بواسطة الحاسبة العلمية او عادة تعطى في المسألة .

الخواص الأساسية للوغاريتمات

1- لوغاريتم قوة أي عدد يساوي حاصل ضرب درجة القوة في لوغاريتم العدد .

مثل : $\log 10^{-2} = -2 \log 10$

2 - لوغاريتم حاصل ضرب عددين يساوي مجموع لوغاريتمي العددين .

مثال : $\log 2 \times 10 = \log 2 + \log 10$

3 - لوغاريتم خارج قسمة عددين يساوي لوغاريتم المقسوم مطروحا منه لوغاريتم المقسوم عليه

مثال : $\log 2/5 = \log 2 - \log 5$

4 – لوغاريتم أي عدد للأساس 10 هو الأس الذي يرفع إليه هذا الأساس لينتج العدد المفروض

مثال : $\log X = 5 \Longrightarrow X = 10^{-5}$

5 - اللوغاريتم المقلوب او معكوس اللوغارتم : مثال

$\text{Log } 2 = 0.3 \Longrightarrow 2 = \log^{-1} 0.3$

سؤال 1 : جد قيمة $\log 10^5$

الحل : $\log 10^5 = 5 \log 10 = 5$

سؤال 2 : وجد ان مقلوب لوغاريتم عدد يساوي 2.75 فما هو العدد ؟ اذا علمت ان

$\log^{-1} 0.75 = 5.62$

الطريقة الثانية

$\log^{-1} 2.75 = 10^{2.75} = 10^2 \times 10^{0.75}$

$\log^{-1} 2.75 = 5.62 \times 10^2 = 562$

سؤال 3 : وجد ان مقلوب لوغاريتم عدد يساوي -10.7 فما هو العدد ؟

الحل : الطريقة الاولى :

$\log^{-1} \log^{-1} -10.7 \Rightarrow \log^{-1}(-11 + 0.3) \Rightarrow \log^{-1} -11 \times \log^{-1} 0.3$

من الجداول او الحاسبة ان $\log 2 = 0.3$ وان $\log^{-1} -11 = 10^{-11}$

اذن

$$\log^{-1} -11 \times \log^{-1} 0.3 = 2 \times 10^{-11}$$

الطريقة الثانية : ناخذ عدد صحيح اكبر من القيمة 10.7 وهو 11

$\log^{-1} -10.7 = 10^{-10.7} \Rightarrow \log^{-1} -10.7 = 10^{-10.7} \times 10^{+11} \times 10^{-11}$

$\log^{-1} -10.7 = 10^{0.3} \times 10^{-11} = 2 \times 10^{-11}$

سؤال 4 : جد قيمة Y في ما يات $y = \log 5.7$

الحل :

$y = \log 5.7$ من الحاسبة فان $\log 5.7 = 0.755$ اذن $y = 0.755$

سؤال 5 : جد قيمة X في $\log X = 0.755$ علما ان $\log 5.7 = 0.755$

الحل : $\log X = \log 5.7$ اذن $X = 5.7$

ملاحظة : يستوجب حفظ اللوغاريتمات الاتية :

log 2 = 0.3	log 100 = 2	log 1 = 0.0	Log 10 = 1

اللوغاريتم الطبيعي : The Natural Logarithm (Ln)

هناك بعض العلاقات والقوانين تستخدم فيها اللوغارتم الطبيعي (ln) وعادة تعطى قيمته في المسألة او يمكن ايجاده باستخدام الحاسبة العلمية . او يمكن ان نجدها بدلالة لوغارتم ذلك العدد عن طريق العلاقة $\ln X = 2.303 \log X$ او بالتقريب $\ln X = 2.3 \log X$

مثال : جد قيمة X في $\ln X = 1.74$ علما ان $\ln 5.7 = 1.74$

الحل : $X = 5.7 \Leftarrow \ln X = \ln 5.7$

مثال 1: جد قيمة Ln 570 علما ان log570= 2.756 . $\ln 570 = 2.303 \log 570$ $\ln 570 = 2.303 \times 2.756$ $\ln 570 = 6.347$	مثال 2: جد قيمة Ln 0.001 $\ln X = 2.3 \log X$ $\ln 10^{-3} = 2.3 \log 10^{-3}$ $\ln 10^{-3} = -6.9$

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود
A.M.Z

الفصل الاول

الثرموداينمك

الفرع التطبيقي

اعداد

جابر اليوسف

الطاقة :

تعد الطاقة احدى صفات المادة التي تحدد حالتها ونشاطها وقدرتها على احداث التغيير في النظام والوسط المحيط . وهناك انواع او صورمختلفة من الطاقة منها الطاقة الحرارية، الطاقة الكهربائية، الطاقة الميكانيكية، الطاقة الضوئية، الطاقة النووية ، الطاقة الكيميائية ، الخ .

تنقسم الطاقة الى قسمين رئيسين هما :

اولا : الطاقة الكامنة : وتشمل الطاقة الكيميائية المخزونة في جميع انواع المواد وجميع انواع الوقود .

ثانيا:الطاقة الحركية: وتشمل طاقة جميع الاجسام المتحركة مثل الجزيئات والماء المتحرك والسيارات .. الخ

س : ما المقصود بالثرموداينمك ؟

الجواب : وهو العلم الذي يهتم بدراسة الطاقة وتحولاتها من شكل الى اخر للاستفادة منها في مجالات الحياة وهو يفسر كثير من الظواهر منها :

1 – سبب حدوث التفاعلات الكيميائية.

2 – التنبؤ بحدوث التفاعلات الكيميائية والتحولات الفيزيائية .

3 – حدوث بعض التفاعلات تلقائيا واخرى لا تحدث ابداً بشكل تلقائي .

4 – سبب حدوث الطاقة المصاحبة للتفاعلات الكيميائية .

س : لا يستطيع علم الثرموداينمك ان يبيّن سرعة حدوث التغير . علّل ذلك

الجواب : لان سرعة التفاعل من اهتمام علم الحركيات .

س : عرّف القانون الاول للثرموداينمك :

الجواب : الطاقة لا تفنى ولا تخلق من عدم ضمن النطاق البشري ولكن يمكن تحويلها من شكل الى اخر .

س: أعطِ حالة او ظاهرة تفسر فيها القانون الاول للثرموداينمك ؟

الجواب : تحول الطاقة الكامنة في الماء الى طاقة حركية اذا تم تحريك الماء من اعلى الشلالات الى اسفله لان الطاقة الناتجة يمكن ان تدّور المحرك لتوليد الطاقة الكهربائية.

وحدات الطاقة ودرجة الحرارة

ان الوحدات المستخدمة للتعبير عن الطاقة حسب النظام الدولي للوحدات SI هي الجول ورمزه (J)

ويمكن تعريفه بانه وحدة الطاقة حسب النظام العالمي ويعبر عنه حسب الاتي $1j = 1Kg.m^2 / s^2$

درجة الحرارة المستخدمة في الثرموداينمك هي الكلفن K وتحسب من درجة الحرارة بالوحدات السليزية C^o

س : اذكر العلاقة التي تربط بين درجة الحرارة بالكلفن وبين درجة الحرارة بالسليزي .

الجواب : العلاقة هي : $T (K^\circ) = t (c^o) + 273$

بعض مصطلحات الثرموداينمك

اولا / الكون : هو مفهوم يطلق على مجموعة النظام والمحيط.

ثانيا / النظام : هو جزء معين من الكون نهتم بدراسته ويتكون من المادة او المواد المشتركة في حدوث تغيرات فيزيائية او كيميائية محدود بحدود معينة قد تكون حقيقية او تخيليه ، وهو على ثلاثة انواع وهي النظام المفتوح والنظام المغلق والنظام المعزول.

انواع الانظمة في الثرموداينمك

اولا / النظام المفتوح :

هو النظام الذي تسمح حدوده بتبادل مادة النظام وطاقته مع المحيط .

مثال : اناء معدني يحتوي على ماء مغلي فانه يلاحظ ان مادة النظام (الماء) تتصاعد على شكل بخار الى المحيط كما ان حرارة الماء تتسرب الى المحيط .

ثانيا / النظام المغلق :

هو النظام الذي تسمح حدوده بتبادل الطاقة فقط ولا تسمح بتغيير كمية مادة النظام .

مثال/ اناء معدني مغلق تماما يحتوي على ماء مغلي سوف تتسرب الحرارة فقط الى المحيط بينما تبقى كمية مادة النظام ثابتة .

ثالثا / النظام المعزول :

هو النظام الذي لا تسمح حدوده بتبادل كل من مادة النظام وطاقته مع المحيط اي ان النظام لا يتاثر بالمحيط مثال ذلك الثرموس.



المحيط :

مصطلح ثرموداينمكي يطلق على كل ما يحيط بالنظام ويؤثر عليه من تغيرات فيزيائية او كيميائية

خواص النظام :

هي المتغيرات الفيزيائية التي يمكن ملاحظتها او قياسها مثل عدد مولا ت المادة او المواد في النظام والحالة الفيزيائية للمواد مثل الحجم والضغط ودرجة الحرارة.

الحرارة H

هي احد اشكال الطاقة الشائعة ويرمز لها بالرمز (q) و تنتقل تلقائيا من جسم درجة حرارته أعلى إلى جسم درجة حرارته اقل وتقاس على هيئة كمية من الطاقة ووحداتها هي الجول J.

درجة الحرارة T :

هي مفهوم لقياس الطاقة الحرارية لجسيمات مادة معينة وتصف لنا شدة الحرارة ومن خلالها يمكن تحديد سريان الحرارة وعادة تقاس بدرجة الحرارة المطلقة K° .

التغير في درجة الحرارة :

تعني الفرق بين درجة الحرارة النهائية f ودرجة الحرارة الابتدائية i ويرمز لها بالرمز ΔT

حيث $\Delta T = T_f - T_i$

العلاقة بين الحرارة المفقودة او الحرارة المكتسبة والتغير في درجة الحرارة

تتناسب الحرارة المفقودة او المكتسبة (q) طرديا مع التغير في درجة الحرارة ΔT أي $q \propto \Delta T$

السعة الحرارية (C) :

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع حرارة كتلة مقدارها m من الغرامات من أي مادة درجة سيليزية واحدة

ووحدة السعة الحرارية هي J / c°

العلاقة بين كمية الحرارة (q) والسعة الحرارية هي : $q = C \cdot \Delta T$

العلاقة بين السعة الحرارية والحرارة النوعية : هي $C_{J/c} = \varsigma_{J/g.c^{\circ}} \times m_g$

الحرارة النوعية (ς تقرأ زيتا) :

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع حرارة كتلة غرام واحد من اي مادة درجة سيليزية واحدة ووحدة الحرارة النوعية هي $J / g . c^{\circ}$

وبترتيب العلاقتين اعلاه نحصل على العلاقة الاتية

$$q_J = \varsigma_{J/g.c} \times m_g \times \Delta T \ c^{o}$$

يمكن حساب كمية الحرارة المكتسبة (q=+) عند ارتفاع درجة الحرارة وكمية الحرارة المفقودة او المنبعثة (q= -) عند انخفاض درجة الحرارة .

طريقة تحويل وحدة الجول الى كيلو جول او بالعكس

تحويل الجول الى كيلو جول

$$KJ = J \times \frac{1\ KJ}{1000\ J}$$

سؤال / حول 1400 J الى KJ

الحل /

$$KJ = 1400\ J \times \frac{1\ KJ}{1000\ J} = 1.4\ KJ$$

تحويل الكيلو جول الى جول

$$J = KJ \times \frac{1000\ J}{1\ KJ}$$

سؤال / حول 1.4 KJ الى J

الحل/

$$J = 1.4\ KJ \times \frac{1000\ J}{1\ KJ} = 1400\ J$$

ملاحظات مهمة في كيفية حل المسائل

اولا : بعد ان تمكنت من فهم وحفظ جميع العلاقات والقوانين المتعلقة بالموضوع . اقرأ المسألة جيدا وحدد العلاقة او القانون المناسب لايجاد المطلوب .

ثانيا : ابحث عن المعطيات في المسألة والتي تحتاجها في تطبيقك للعلاقة وفي حالة عدم توفر احد المعطيات في المسألة ابحث عن علاقة اخرى تستطيع ايجاده من خلال استخدامها

س / ما مقدار التغير في درجة الحرارة عند تسخين قطعة من الحديد كتلتها 870g حيث نتجت حرارة مقدارها 35235 J علما ان الحرارة النوعية للحديد تساوي $0.45\ J/g\ .\ c^{\circ}$ الحل $q_J = ς_{J/g.c} \times m_g \times \Delta T$ $35235\ J = 0.45\ J/g\ .\ c^{\circ} \times 870g \times \Delta T$ $\Delta T = 90\ C$	**مثال1-1 : ما مقدار الحرارة الناتجة من تسخين قطعة من الحديد كتلتها 870 g من $5^{\circ}\ C$ إلى $95^{o}\ C$ علما ان الحرارة النوعية للحديد $0.45\ J / g\ .\ c^{o}$** الحل $\Delta T = T_f - T_I$ $\Delta T = 95\ C - 5\ C = 90\ C$ $q_J = ς_{J/g.c} \times m_g \times \Delta T_C$ $q = 0.45. \times 870 \times 90$ $q = 35235\ J$

تمرين 1 - 1 / تغيرت درجة حرارة قطعة من المغنسيوم كتلتها 10 g من درجة $25\ C^{o}$ الى درجة $45\ C^{o}$ مع اكتساب حرارة مقدارها 205 J احسب الحرارة النوعية للمغنسيوم . الحل $\Delta T = T_f - T_I$ $\Delta T = 45\ C - 25\ C = 20\ C^{\circ}$ $q_J = ς_{J/g.c} \times m_g \times \Delta T$ $205\ J = ς_{J/g.c} \times 10\ g \times 20\ c^{o}$ $ς = 1.025\ j / g\ .\ c^{o}$	**سؤال / ما هي كمية الحرارة بالكيلوجول اللازمة لرفع درجة حرارة 500 g من الحديد من $40\ C^{\circ}$ إلى $80\ C$ علماً بأن الحرارة النوعية للحديد هي $0.444\ J / g\ .\ c^{\circ}$ ؟** الحل $q = ς \times m \times \Delta T$ $q = 0.444\ J/ g\ .C \times 500\ g \times 40\ C^{o}$ $q = 8880\ J$ $q = 8880\ J \times \frac{1\ KJ}{1000\ J} = 8.88\ KJ$

تمرين 1 - 2:

قطعة من الفضة كتلتها 360 g وسعتها الحرارية 86 j / c احسب حرارتها النوعية ؟

الحل

$C = ς \times m$

$86\ J/c = ς \times 360\ g$

$ς = 0.24\ J / g\ .\ c^{\circ}$

حرارة التفاعل (التغير في الانثالبي)

أغلب العمليات الكيميائية تحدث عند ضغط ثابت وقليل منها يحدث عند حجم ثابت لذلك فان الحرارة المصاحبة للتفاعل يجري قياسها بشكل اسهل عند ضغط ثابت من عملية قياسها عند حجم ثابت .

ان الحرارة المصاحبة للتفاعل او التحول (ممتصة او منبعثة) ترتبط بخاصية ثرموداينميكية تسمى الانثالبي و يمكن تعريفها

بانها دالة حالة ثرموداينميكية وخاصية شاملة تمثل كمية الحرارة المنبعثة او الممتصة المقاسة بثبوت الضغط ويرمز لها بالرمز H ولا يمكن قياس القيم المطلقة لها لانها دالة حالة ويقاس لها التغير الحاصل فيها ΔH .

حرارة التفاعل (التغير في الانثالبي) (انثالبي التفاعل) ΔH :

هي كمية الحرارة المصاحبة لحصول تفاعل كيميائي او تحول فيزيائي عند ضغط معين ودرجة حرارة معينة.

ان التغير في الانثالبي يساوي بالضبط حرارة التفاعل q_p المقاسة عند ضغط ثابت . $\Delta H = q_p$

ان قيم التغير في الانثالبي تخبرنا هل ان التفاعل باعث للحرارة او ماص للحرارة فاذا رمز لانثالبي التفاعل بالرمز ΔH_r فيكون الاتي :

$\Delta H_r < 0$ اي قيمتها سالبة فالتفاعل باعث للحرارة Exthoermic reaction

$\Delta H_r > 0$ اي قيمتها موجبة فالتفاعل ماص للحرارة Endothermic reaction

وعلى ضوء العلاقة $\Delta H_r = \Delta H_P - \Delta H_R$ فاذا كانت قيمة انثالبي التفاعل ذات اشارة سالبة فهذا يعني ان انثالبي المواد المتفاعلة اكبر من قيمة انثالبي المواد الناتجة اما اذا كانت ذات اشارة موجبة فتعني ان قيمة انثالبي المواد الناتجة اكبر من قيمة انثالبي المواد المتفاعلة .

دالة الحالة

هي الخاصية او الكمية التي تعتمد على الحالة الابتدائية للنظام قبل التغير والحالة النهائية للنظام بعد التغير بغض النظر عن الطريق أو المسار الذي تم من خلاله التغيير. امثلة : الانثالبي ، الانتروبي ، الطاقة الحرة ، درجة الحرارة ،الضغط ، الحجم الطاقة الكثافة

دالة المسار :

هي خاصية او كمية تعتمد على الخطوات التي تم من خلالها التغير اضافة الى اعتمادها على الحالة الابتدائية والحالة النهائية للنظام مثل الحرارة و الشغل .

فائدة

كل خاصية او كمية تتحدد قيمتها كاملة من وضع النظام في وقت معين ولا تعتمد على التاريخ السابق لهذا النظام تعتبر دالة حالة

سؤال / تعتبر الانثالبي والانتروبي دالة حالة . علل

الجواب لانها كمية تعتمد على الحالة الابتدائية قبل التغير والحالة النهائية بعد التغير ولا تعتمد على المسار والخطوات التي تم من خلالها التغير .

سؤال / لا تعتبر الحرارة والشغل دالة حالة . علل

الجواب / لانها تعتمد على المسار والخطوات التي تم من خلالها التغير اضافة الى اعتمادها على الحالة الابتدائية والحالة النهائية للنظام .

الخواص العامة للمواد : تقسم الى

اولا : الخواص الشاملة :

وتشمل جميع الخواص التي تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الكتلة والحجم والسعة الحرارية والانثالبي والانتروبي والطاقة الحرة .

ثانيا / الخواص المركزة

وتشمل جميع الخواص التي لا تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الضغط ودرجة الحرارة والكثافة والحرارة النوعية الخ.

س : وضح لماذا تعتبر الانثالبي دالة حالة ؟

ج: لانها تعتمد على كمية المادة فالتغير في انثالبي تفاعل 2 mole مثلا يساوي ضعف التغير في انثالبي تفاعل 1 mole من المادة نفسها .

<u>الكيمياء الحرارية Thermochemistry</u>

هي العلم الذي يهتم بدراسة الحرارة الممتصة والمنبعثة (تهتم بحساب الانثالبي) نتيجة التغيرات الكيميائية والفيزيائية .

التفاعل الباعث للحرارة يحول الطاقة الحرارية من النظام (التفاعل) الى المحيط

تفاعل كيميائي $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O + Energy$

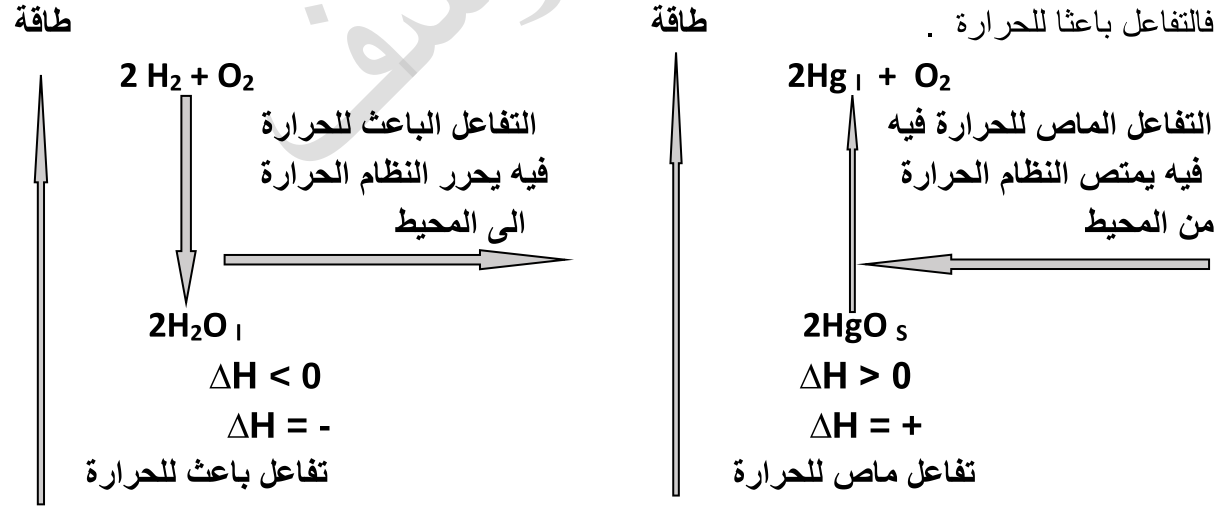
تغير فيزيائي $H_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(L)} + Energy$

اما التفاعل الماص للحرارة ففيه يمتص النظام الطاقة من المحيط

تفاعل كيميائي $2HgO_{(s)} + Energy \rightarrow 2Hg_{(L)} + O_2$

تغير فيزيائي $H_2O_{(s)} + Energy \rightarrow H_2O_{(l)}$

ملاحظة: عندما تكتب الطاقة ضمن المتفاعلات في المعادلة فالتفاعل ماص للحرارة واذا كتبت مع النواتج فالتفاعل باعثا للحرارة .



قياس انثالبي التفاعل

المسعر الحراري :

هو عبارة عن جهاز معزول حراريا (الحرارة لا يمكن فقدها للمحيط او اكتسابها من المحيط) يستخدم لقياس حرارة التفاعل (انثالبي التفاعل) الممتصة او المنبعثة في التفاعل الكيميائي عند ثبوت الضغط .

انظر الشكل في الكتاب ص 27

تركيب المسعر :

يتكون المسعر من وعاء التفاعل مغمور في كمية ثابتة من الماء موجود ة في وعاء معزول عزلا جيدا فاذا كان التفاعل باعثا للحرارة فان الحرارة لا يمكن فقدها وانما تمتص من قبل الماء والمسعر فترتفع درجة حرارة الماء والمسعر ويمكن قياس كميتها من الزيادة في درجة الحرارة اذا كانت السعة الحرارية للمسعر ومحتوياته معروفة واذا كان ماصا للحرارة فان درجة الحرارة ستنخفض .

تمرين 3-1

صف المسعر الحراري الذي تتم فيه قياس الحرارة الممتصة او المنبعثة q_P اي ΔH

الجواب :

هو عبارة عن جهاز معزول حراريا يستخدم لقياس حرارة التفاعل (انثالبي التفاعل) الممتصة او المنبعثة في التفاعل الكيميائي عند ثبوت الضغط . ويتكون المسعر من وعاء التفاعل مغمور في كمية ثابتة من الماء موجود ة في وعاء معزول عزلا جيدا

فاذا كان التفاعل باعثا للحرارة فان الحرارة لا يمكن فقدها وانما تمتص من قبل الماء والمسعر فترتفع درجة حرارة الماء والمسعر ويمكن قياس كميتها من الزيادة في درجة الحرارة اذا كانت السعة الحرارية للمسعر ومحتوياته معروفة واذا كان ماصا للحرارة فان درجة الحرارة ستنخفض .

س/ ما نوع الدراسة التي يقدمها لنا المسعرالحراري؟

الجواب / يستخدم لقياس كميات الحرارة المرافقة للتفاعلات الكيميائية سواء المنبعثة او الممتصة .

س / ما هي انواع التفاعلات التي يستخدم فيها المسعر الحراري ؟

الجواب / يستخدم غالبا لقياس حرارة احتراق المواد العضوية الصلبة او السائلة والتفاعلات الغازية عند حجم معين .

س / يمكن اعتبار حرارة التفاعل المقاسة في المسعر هي الانثالبي . علل ؟

الجواب / لان الحرارة المقاسة في المسعر تكون بثبوت الضغط ولان الانثالبي مرتبطة بدراسة كميات الحرارة تحت ضغط ثابت عليه يمكن اعتبار حرارة التفاعل المقاسة في المسعر هي الانثالبي

انتبه

ان الاساس الذي تم فيه قياس كمية الحرارة الممتصة او المنبعثة نتيجة التفاعلات الكيميائية عند استخدام المسعر الحراري هي العلاقة $q_{(j)} = \varsigma_{(J/g.C)} \times m_{(g)} \times \Delta T$. فاذا كان التفاعل باعثا للحرارة فان الحرارة المتحررة ترفع درجة حرارة الماء والمسعر (المسعر ومحتوياته قد امتص نفس كمية الحرارة المنبعثة من التفاعل) . اما اذا كان التفاعل ماصا للحرارة فان الحرارة الممتصة تخفض درجة حرارة الماء والمسعر (المسعر ومحتوياته قد فقد او بعث نفس كمية الحرارة المتصة من قبل التفاعل)

خطوات حل مسائل المسعر الحراري

اولا : جد مقدار ΔT

ثانيا : طبق العلاقة $q_{(J)} = \varsigma_{(J/g.C)} \times m_{(g)} \times \Delta T$

ثالثا : لايجاد كمية حرارة مول واحد قسّم الحرارة على عدد المولات او استخدم النسبة والتناسب

رابعا : حول الى الكيلو جول اذا طلب منك ذلك

تمرين 1 - 4 / اذا تم حرق 3 g من مركب الهيدرازين N_2H_4 (كتلته المولية 32 g/mol) في مسعر مفتوح يحتوي على 1000 g من الماء (الحرارة النوعية للماء = $4.2\ J/g\,.\,C^{\circ}$) فان درجة الحرارة ترتفع من $24.6C^{\circ}$ الى $28.2\ C^{\circ}$ احسب الحرارة المنبعثة نتيجة الاحتراق والانثالبي لاحتراق مول واحد من الهيدرازين بوحدة الكيلو جول وعلى اعتبار ان السعة الحرارية للمسعر مهملة .

الحل

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$\Delta T = 28.2 - 24.6 = 3.6\ C^{\circ}$$

$$q_{(j)} = \varsigma_{(J/g.C)} \times m_{(g)} \times \Delta T$$

ولان الحرارة منبعثة نتيجة الاحتراق . اذن $q = -15120\ J$

$$n = \frac{m_{\ g}}{M_{\ g/mol}} = 0.093\ mole$$

-

$$\Delta H = q_p = \frac{-15120\ J}{0.093\ mole} = -162580\ J/mol$$

$$\Delta H = -162580\ (J/mol) \times \frac{1\ (KJ)}{1000\ J} = -162.58\ KJ/mol$$

سؤال : تم حرق 1 g من الالمنيوم مع زيادة من غاز الاوكسجين في مسعر حراري فاذا كانت كمية الماء في المسعر 500g وارتفعت حرارته من 20.8 C° الى 22.02 C° احسب الحرارة المنبعثة من احتراق مولا واحدا من الالمنيوم ، اهمل السعة الحرارية للمسعر (الحرارة النوعية للماء = 4.2 J/ g . C°)

الحل

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$\Delta T = 22.02 - 20.80 = 1.22\ C^\circ$$

$$q_{(j)} = \varsigma_{(J/g.C)} \times m_{(g)} \times \Delta T$$

ولان الحرارة منبعثة نتيجة الاحتراق . وتم قياسها في مسعر مفتوح تحت ضغط ثابت اذن

$$\Delta H = q_{(J)} = -2562\ J$$

$$n = \frac{m_g}{M_{g/mol}} = 0.037\ mole$$

$$\Delta H = q_p = \frac{-2562\ J}{0.037\ mol} = -69243\ J/mol$$

$$\Delta H = -69243\ (J/mol) \times \frac{1\ (KJ)}{1000\ J}$$

$$\Delta H = -69.243\ KJ/mol$$

مثال 1-2: باستخدام المسعر الحراري وضعت 3 g من الكلوكوز(M = 180 g / mol) في وعاء العينة ثم ملئ وعاء التفاعل بغاز الاوكسجين وضع هذا الوعاء داخل الوعاء المعزول الذي ملئ بكمية 1200 g من الماء (الحرارةالنوعية 4.2 J / g c°) وكانت درجة الحرارة الابتدائية تساوي 21 C° احرق بعد ذلك المزيج وعند قياس درجة الحرارة وجد ان التفاعل رفع درجة حرارة المسعر ومحتوياته الى 25.5 C° احسب كمية الحرارة المتحررة بوحدة kJ نتيجة احتراق مول واحد من الكلوكوز على فرض ان السعة الحرارية للمسعر مهملة .

الحل

$$\Delta T = T_f - T_I$$

$$\Delta T = 25.5\ C - 21\ C = 4.5\ C^o$$

$$q_J = \varsigma_{J/g.c} \times m_g \times \Delta T\ C^o$$

$$q = 4.2\ J/g.c^o \times 1200g \times 4.5\ C^o$$

كمية الحرارة المتحررة $q = -22680\ J$

$$n = \frac{m_g}{M_{g/mol}} = \frac{3}{180} = 0.017mol$$

$$q = \frac{-22680\ J}{0.017\ mol} = -1334118\ J/mol$$

$$\Delta H = q = -1334118\ J/mol$$

$$\Delta H = -1334118\ J/mol \times \frac{1\ kJ}{1000\ J}$$

$$\Delta H = -1334.118\ kJ/mol$$

المعادلة الكيميائية الحرارية

هي معادلة كيميائية موزونة تعبّر عن التفاعلات الكيميائية او التغيرات الفيزيائية و تختلف كتابتها عن كتابة المعادلات الاخرى فهي تبين :

1- قيمة واشارة انثالبي التفاعل.

2- الحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل باستخدام الحروف التالية (s) للصلب، (ℓ) للسائل، (g) للغاز ، (aq) للمحلول المائي، لان قيمة ΔH تعتمد على الحالة الفيزيائية لها

3- عند عكس المعادلة الحرارية يجب تغيير إشارة ΔH مع بقاء قيمتها .

4- عند ضرب أو قسمة معاملات المواد برقم فإن قيمة ΔH تضرب أو تقسم بنفس الرقم .

امثلة

$$H_{2(g)} + 1/2O_{2\ (g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H^\circ_r = -286KJ$$

$$H_{2(g)} + 1/2O_{2\ (g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \quad \Delta H^\circ_r = -242KJ$$

$$2H_{2(g)} + O_{2\ (g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H^\circ_r = -572KJ$$

$$2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_2 + O_2 \quad \Delta H^\circ_r = +572KJ$$

علل/ يستوجب ذكر الحالة الفيزيائية للمادة الداخلة في التفاعل والناتجة منه عند كتابة المعادلة الحرارية.
ج / لان كمية الحرارة المتحررة او الممتصة تتغير بتغير الحالة الفيزيائية لمواد التفاعل .

علل/ عند ضرب او قسمة طرفي المعادلة الحرارية بمعامل معين يجب ان تجري نفس العملية على قيمة الانثالبي .
ج / لان الانثالبي دالة حالة وخاصية شاملة تعتمد على كمية المادة الموجودة في التفاعل

انثالبي التفاعل القياسي ΔH_r° :
هي الحرارة المنبعثة او الممتصة عند اكتمال تفاعل كيميائي او تغير فيزيائي مقاسة عند ظروف قياسية والتي هي $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm.

ملاحظة :
الظروف القياسية في الكيمياء الحرارية هي $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm. وتختلف عن الظروف القياسية STP التي تستخدم في الغازات والتي هي $0^\circ C$ (273 K) وضغط 1atm

(ولا يجوز ان نرمز للظروف القياسية في الكيمياء الحرارية بالرمز STP)

س / اكتب المعادلة الحرارية للتفاعل الحراري الاتي :
ان مولا واحدا من البنتان السائل C_5H_{12} تم حرقه مع 8 مول من غازالاوكسجين لينتج 5 مول من ثنائي اوكسيد الكربون الغاز و6 مول من الماء السائل وعملية الحرق بعثت حرارة مقدارها 3523 KJ عند ظروف قياسية هي $25\ C^o$ وضغط 1 atm .
الجواب

$$C_5H_{12\,(\ell)} + 8\,O_{2\,(g)} \rightarrow 5CO_{2\,(g)} + 6H_2O_{(l)} \quad \Delta H^\circ_r = -\,3523\ KJ/mol$$

انواع الانثالبيات

اولا : انثالبي التكوين القياسي ΔH°_f .
هي الحرارة المنبعثة او الممتصة واللازمة لتكوين مول واحد من مركب من عناصره الاساسية المتواجدة باثبت صورها في الظروف القياسية $25\ C^o$ وضغط 1 atm ووحداتها KJ/ mol ويرمز لها ΔH°_f

ملاحظات :
1- الكبريت المعيني اثبت من الكبريت الموشوري
2- الكرافيت اثبت من الماس
3- الفسفور الاحمر اثبت من الفسفور الابيض واليود الصلب اثبت من بخار اليود
4- ΔH°_f للعناصر الحرة وباثبت صورها = صفر مثل $C_{(graphite)}$, Hg , Fe , H_2 الخ
5- المعادلة الحرارية التي تحقق شروط الانثالبي القياسي للتكوين ΔH°_f تمثل تكوين مول واحد من المادة ومن عناصرها الاساسية باثبت صورها عند ظروف قياسية 25 C وضغط 1 atm
6- حرارة تفكك مركب تساوي حرارة تكوينه ولكن بعكس الاشارة (حسب قانون لابلاس)

س / نلاحظ دائما ظهور كسور في المعادلة الكيميائية .علل
ج / بسبب كتابة المعادلة الكيميائية التي تمثل تكوين مول واحد من المركب المراد تكوينه لذا نلجأ الى تغيير مولات المواد المتفاعلة .

ملاحظة
1 - لكتابة معادلة تكوين مول واحد من اي مركب اكتب المركب المعني يمين سهم المعادلة واكتب عناصره الاساسية باثبت صورها يسار السهم بحيث تفصل بينهم بالاشارة (+) ثم وازن عناصره الاولية فقط
مثال للتوضيح : كتابة معادلة تكوين مول واحد من حامض الكبريتيك من عناصره الاساسية

$$H_2 + 2O_2 + S_{rhombic} \rightarrow H_2SO_4$$

2 – عندما يطلب انثالبي التكوين القياسي فانه يعني حرارة التكوين التي تصاحب تكوين مول واحد من المادة .

س / وضّح السبب ان انثالبي التفاعل القياسي للتفاعل التالي يساوي انثالبي التكوين القياسي ؟

$$C_{(graphite)} + O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2\,(g)} \quad \Delta H^\circ_r = -394\ KJ.$$

الجواب / لانه يحقق الشرطين بتكوين مول واحد من CO_2 من عناصره الاساسية وباثبت صورها

س / وضّح السبب ان انثالبي التفاعل القياسي للتفاعل التالي لا يساوي انثالبي التكوين القياسي

$$4\,Fe_{(s)} + 3O_{2\,(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)} \quad \Delta H^\circ_r = -1625KJ$$

الجواب / لان الناتج هو 2mole من Fe_2O_3

العلاقة بين انثالبى التفاعل القياسي وانثالبى التكوين القياسى للمركب

$$\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_f \times \text{عدد المولات المتكونة من المركب}$$

انتبه : هذه العلاقة تستخدم فقط في معادلة تكوين مركب من عناصره الاولية باثبت صورها

مثال 3-1 / اذا علمت ان انثالبي التكوين القياسي للبنزين السائل C_6H_6 = - 49 KJ/mol من عناصره الاساسية اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية للتفاعل بحيث تكون $\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_f$
الحل
الشرط هو لابد ان يتكون مول واحد من البنزين من عناصره الاساسية باثبت صورها عند الظروف القياسية 25 C وضغط 1 atm وحيث ان $\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_{f\,(C6H6)} = -49\ KJ/mol$

$$6\,C_{(graphite)} + 3H_{2\,(g)} \rightarrow C_6H_{6\,(L)} \qquad \Delta H^\circ_r = -49\ KJ/mol$$

س / وضّح السبب في ان انثالبي التفاعل القياسي للتفاعل التالي يساوي انثالبي التكوين القياسي .

$$C_{(graphite)} + O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2\,(g)} \quad \Delta H^\circ_r = -394\ KJ$$

الجواب / لانه يحقق الشرطين بتكوين مول واحد من CO_2 من عناصره الاساسية وباثبت صورها

س / اذا علمت ان انثالبي التكوين القياسي لـ HBr من عناصره الاساسية = - 36.5 KJ / mol - اكتب المعادلة الحرارية بحيث تكون ΔH°_r = - 73 KJ

الحل

$\Delta H°_r = \Delta H°_f$ × عدد المولات المتكونة

عدد المولات المتكونة = $\frac{-73KJ}{-36.5\ KJ/mol} = 2\ mol$

$H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightarrow 2HBr_{(g)} \quad \Delta H°_r = -73\ KJ$

س / وضّح السبب في ان انثالبي التفاعل القياسي للتفاعل التالي لا يساوي انثالبي التكوين القياسي

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)} \quad \Delta H°_r = -1625KJ$$

الجواب / لان الناتج هو $2mole$ من Fe_2O_3

س / وضح السبب ان انثالبي التفاعل القياسي للتفاعل التالي لا يساوي انثالبي التكوين القياس .

$$CO_{(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)} \quad \Delta H°_r = -283KJ$$

الجواب / لان المادة المتفاعلة (CO) مركب وليست عنصرا باثبت صورته

تمرين 1 –6

احسب انثالبي التفاعل القياسية $\Delta H°_r$ للتفاعل التالي اذا علمت ان انثالبي التكوين القياسي لفلوريد الهيدروجين HF تساوي - 271 kJ /mol

$$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$$

الحل

$\Delta H°_r = \Delta H°_f \times n\ mol$

$\Delta H°_r = -271\ kJ/mol \times 2\ mol$

$\Delta H°_r = -542\ kJ$

مثال / اذا علمت ان انثالبية التكوين القياسية لحامض الكبريتيك تساوي 811 KJ / mol – اكتب المعادلة الحرارية للتفاعل بحيث تكون $\Delta H°_r = -2433\ KJ$

$\Delta H°_r = \Delta H°_f$ × عدد المولات المتكونة

عدد المولات المتكونة = $\frac{-2433\ KJ}{-811\ KJ/mol}$ = 3 مول

$3H_{2(g)} + 6O_{2(g)} + 3S_{(rhom)} \rightarrow 3H_2SO_{4(L)}$

$\Delta H°_r = -2433\ KJ$

مثال 1 – 4

وضّح أي من التفاعلات التالية تساوي قيمة انثالبي التفاعل القياسية لها قيمة اثالبيي التكوين القياسية للمركبات المتكونة ؟

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)} \quad \Delta H°_r = -1625KJ$$
$$C_{(graphite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H°_r = -394\ KJ$$
$$CO_{(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H°_r = -283KJ$$

الجواب

$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)} \quad \Delta H°_r = -1625KJ$

$\Delta H°_r$ لا تساوي $\Delta H°_f$ للمركب Fe_2O_3 لان الناتج هو 2 mole

$C_{(graphite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H°_r = -394\ KJ$

$\Delta H°_r$ تساوي $\Delta H°_f$ للمركب (CO_2 لانه يحقق الشرطين بتكوين مول واحد من (CO_2 من عناصره الاساسية وبأثبت صورها .

$CO_{(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H°_r = -283kJ$

$\Delta H°_r$ لا تساوي $\Delta H°_f$ للمركب CO وذلك لان المواد المتفاعلة ليست عناصر بأثبت صورها لان COمركب

سؤال / احسب انثالبي التفاعل القياسي للتفاعل **$4 Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)}$ $\Delta H°_r = ?$ KJ** **علما ان $\Delta H°_{f\ Fe2O3(s)} = - 233KJ / mol$** الحل $\Delta H°_r$ = $\Delta H°_f$ × عدد المولات المتكونة $\Delta H°_r = 2mol \times -233KJ / mol = 466$ KJ	سؤال : **سؤال / احسب انثالبي التفاعل القياسي للتفاعل** **$4 Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Al_2O_{3(s)}$** **اذا علمت ان انثالبي التكوين القياسي لاوكسيد الالمنيوم تساوي - 1670 KJ / mol** الحل $\Delta H°_r = \Delta H°_f \times n\ mol$ $\Delta H°_r = -1670\ kJ / mol \times 2\ mol$ $\Delta H°_r = -3340\ kJ$

تمرين 1 – 7

احسب انثالبي التكوين القياسية لسائل الماء بالاستعانة بالتفاعل الاتي $2H_2O \leftarrow 2H_2 + O_2$ علما ان $\Delta H°_r$ تساوي - 572 KJ

الحل :

$\Delta H°_r = \Delta H°_f \times n\ mol$

$-572KJ = \Delta H°_f \times 2$

$\Delta H°_f = -286\ KJ/ mol$

ثانيا / انثالبي الاحتراق القياسي $\Delta H°_c$

هي التغير في الحرارة الذي يصاحب احتراق مول واحد من اي مادة حرقا تاما مع الاوكسجين عند الظروف القياسية عند درجة $25\ C°$ وضغط 1 atm . ووحدتها هي kj / mol

ملاحظات

1 - الشرط الاساسي لانثالبي التفاعل القياسي هو ان تساوي انثالبية الاحتراق القياسي هي حرق مول واحد من المادة مع كمية وافية من الاوكسجين

العلاقة بين انثالبي التفاعل القياسي وانثالبي الاحتراق القياسي

$\Delta H°_r = \Delta H°_c$ × عدد المولات المحترقة من المادة

2- جميع تفاعلات الاحتراق هي تفاعلات باعثة للحرارة

3 - نواتج حرق العناصر مع الاوكسجين يؤدي الى تكوين اكاسيدها .

4 - حرق المواد العضوية الشائعة ينتج عنها غاز ثنائي اوكسيد الكربون والماء السائل باعثا حرارة نتيجة هذا الاحتراق .

5 - لموازنة معادلة احتراق المركبات العضوية نبدأ بموازنة الكربون ثم الهيدروجين فالأوكسجين

امثلة

$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H°_c = -364$ KJ / mol

$H_{2(g)} + 1/2\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta H°_c = -286$ KJ/ mol

$C_8H_{18(l)} + 25/2\ O_{2(g)} \rightarrow 8CO_{2(g)} + 9H_2O_{(l)}$ $\Delta H°_c = -5471$ KJ/ mol

سؤال / احسب $\Delta H^\circ_{c\,(C2H5OH)}$ من المعادلة الحرارية التالية

$3\ C_2H_5OH_{(l)} + 9O_{2\,(g)} \rightarrow 6CO_{2\,(g)} + 9H_2O \quad \Delta H^\circ_r = -4101\ KJ$

اذا علمت ان حرارة احتراق الايثانول تساوي $-1367\ KJ / mol$ اكتب المعادلة الحرارية لاحتراقه بحيث تكون $\Delta H^\circ_r = -2734\ KJ$

الحل

$\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_{c\,(C2H5OH)} \times$ عدد المولات المحترقة من المادة حرقا تاما بالاوكسجين

$3\ mole \times \Delta H^\circ_{c\,(C2H5OH)} = -4101\ KJ$

$\Delta H^\circ_{c\,(C2H5OH)} = -1367\ KJ / mol$

$\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_c \times n$ عدد المولات المحترقة من المادة حرقا تاما بالاوكسجين

$n \times -1367\ KJ / mol = -2734\ KJ$

$n = 2\ mole$

$2\ C_2H_5OH_{(l)} + 6O_{2\,(g)} \rightarrow 4CO_{2\,(g)} + 6\ H_2O \quad \Delta H^\circ_r = -2734\ KJ$

مثال 1- 5

اكتب المعادلة الحرارية لحرق الكحول الاثيلي السائل اذا علمت ان $\Delta H_C = -1367\ KJ/mol$

الحل

يحرق مول واحد من C_2H_5OH مع كمية وافية من الاوكسجين ليبعث حرارة مقدارها $-1367\ KJ/mol$

$C_2H_5OH_{\,L} + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O_{\,L} \quad \Delta H^\circ_c = -1367\ KJ/mol$

تمرين 1 – 8

اكتب معاددلة احتراق سائل البروبان اذا علمت ان $\Delta H^\circ_{c\ C3H8} = -2219\ KJ /mol$

الحل

$C_3H_{8\,L} + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O_{\,L} \qquad \Delta H^\circ_{c\ C3H8} = -2219\ KJ /mol$

انثالبى التغيرات الفيزيائية

للمادة ثلاث حالات هي الحالة السائلة والغازية والحالة الصلبة ويمكن لهذه الحالات ان تتغير من طور الى اخر.

التبخر vaporization : هو عملية تحول المادة من الحالة السائلة الى الحالة الغازية .

التكاثف condensation : هو عملية تحول المادة من الحالة الغازية الى الحالة السائلة .

الانصهار fusion : هي عملية تحول المادة من الحالة الصلبة الى الحالة السائلة .

الانجماد Crystallization : هي عملية تحول المادة من الحالة السائلة الى الحالة الصلبة.

انثالبى التبخر $\Delta H_{(vap)}$:

هي الحرارة الممتصة واللازمة لتحويل مول واحد من المادة النقية من حالتها السائلة الى الحالة الغازية .

$H_2O_{\,L} \rightarrow H_2O_{\,g} \quad \Delta H_{(vap)} = +44\ KJ/mol$

انثالبى التكاثف $\Delta H_{(Cond)}$:

هي الحرارة المنبعثة عند تحويل مول واحد من المادة النقية من حالتها الغازية الى الحالة السائلة .

$H_2O_{\,g} \rightarrow H_2O_{\,L} \quad \Delta H_{(Cond)} = -44\ KJ/mol$

العلاقة بين انثالبي التكاثف وانثالبي التبخر هي $\Delta H_{(vap)} = -\Delta H_{(Cond)}$

انثالبي الانصهار $\Delta H_{(fus)}$

هي الحرارة الممتصة واللازمة لتحويل مول واحد من المادة النقية من حالتها الصلبة الى الحالة السائلة .

$$H_2O_{s} \rightarrow H_2O_{L} \quad \Delta H_{(fus)} = +6\ KJ/mol$$

انثالبي الانجماد (التبلور) $\Delta H_{crest)}$:

هي الحرارة المنبعثة واللازمة لتحويل مول واحد من الحالة السائلة الى الحالة الصلبة

$$H_2O_{L} \rightarrow H_2O_{s} \quad \Delta H_{crest)} = -6\ KJ/mol$$

العلاقة بين انثالبي الانصهار وانثالبي التبلور هي $\Delta H_{(fus)} = -\Delta H_{(cryst)}$

ملاحظات :

1 – ان انثالبي التبخر والانصهار جميعها تكون ذات قيم موجبة اي انها حرارة ممتصة . بينما انثالبي الانجماد والتكاثف ذات قيم سالبة اي انها حرارة منبعثة .

2 – حين يشير الى انثالبي التبخر vap نكتب معادلة تبخر المادة من حالتها السائلة الى حالتها الغازية

3 - حين يشير الى انثالبي التكاثف Cond نكتب معادلة تكاثف المادة من حالتها الغازية الى حالتها السائلة

4 - حين يشير الى انثالبي التبلور او الانجماد crest نكتب معادلة انجماد المادة من حالتها السائلة الى حالتها الصلبة

5 - حين يشير الى انثالبي الانصهار fus نكتب معادلة انصهار المادة من حالتها الصلبة الى حالتها السائلة

مثال 1-6 **اذا علمت ان انثالبي التبخر للامونيا = 23KJ / mol احسب انثالبي التكاثف .** الحل $NH_{3\,(l)} \xrightarrow{vap} NH_{3\,(g)} \quad \Delta H_{(vap)} = 23KJ/mol$ $NH_{3\,(g)} \rightarrow NH_{3\,(l)} \quad \Delta H_{(cond)} = -23KJ/mol$	**تمرين 1- 9** **اذا علمت ان انثالبي الانصهار لحامض الخليك الثلجي تساوي 5.11 KJ / mol احسب انثالبي الانجماد للحامض .** الحل $CH_3COOH_{(S)} \rightarrow CH_3COOH_{(L)} \Delta H = 5.11\ KJ/mol$ $CH_3COOH_{(L)} \rightarrow CH_3COOH_{s} \Delta H_{(crest} = -5.11\ kj/mol$ اذن $\Delta H_{crest} = -5.11\ KJ/mol$

طرائق حساب انثالبي التفاعل القياسي

اولا : طريقة استخدام قانون هيس

قانون هيس :

عند تحويل المتفاعلات الى نواتج فان التغير في انثالبي التفاعل هو نفسه سواء تم التفاعل في خطوة واحدة أو في سلسلة من الخطوات .

وفائدته تكمن في امكانية قياس انثالبي التفاعلات التي لايمكن قياسها بصورة مباشرة لكون حدوثها غير ممكن لبطئها او لتكوين نواتج جانبية .

س : هناك العديد من المركبات الكيميائية لايمكن تصنيعها بشكل مباشر من عناصرها .. علل

الجواب: لان التفاعل قد يسير ببطئ شديد او تكوّن مركبات جانبية غير مرغوب بها .

س: لماذا يتم اللجوء الى قياس انثالبي التفاعل بطريقة غير مباشرة ؟

الجواب/ لان هناك الكثير من المركبات لايمكن تصنيعها بشكل مباشر .

شرح قانون هيس

لكي نفهم قانون هيس ناخذ المثال التالي : نعتبر ان هناك مركب ABCD يتكون من عناصره الاساسية بطريقتين :

الطريقة المباشرة $\Delta H = ?$ $A + B + C + D \rightarrow ABCD$

الطريقة غير المباشرة

$$A + B \rightarrow AB \quad \Delta H_1$$
$$AB + C \rightarrow ABC \quad \Delta H_2$$
$$ABC + D \rightarrow ABCD \quad \Delta H_3$$

$$A + B + C + D = ABCD \quad (\Delta H_1 , \Delta H_2 , \Delta H_3)$$

وطبقا لقانون هيس يجب ان يكون $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

ملاحظة: ان الحقيقة التي يعتمد عليها قانون هيس هو ان انثالبي التفاعل دالة حالة تعتمد فقط على الحالة الابتدائية والحالة النهائية اي تعتمد على النواتج والمتفاعلات .

علل / لا يمكن قياس الحرارة المنبعثة مباشرة عند احتراق الكرافيت مع الاوكسجين لتكوين غاز احادي اوكسيد الكربون ؟

ج / لان الناتج سيكون خليط من غازي ثنائي اوكسيد الكربون واحادي اوكسيد الكربون ومن المستحيل منع تكون غاز ثنائي اوكسيد الكربون .

الخطوات الواجب مراعاتها عند حل المسائل على ضوء قانون هيس :

1 - نكتب المعادلة الحرارية المطلوب قياس انثالبي التكوين او انثالبي الاحتراق او انثالبي التحول .

2 - نجمع المعادلات الحرارية المعطاة في السؤال بحيث يقودنا هذا الجمع الى المعادلة الحرارية المطلوب قياس الانثالبي. فقد يستوجب عكس كتابة المعادلة الحرارية او ضربها بعدد معين او تقسيمها على عدد معين بحيث يتفق مع معطيات المعادلة الحرارية المطلوب قياس انثالبيها .

مثال 1- 7

احسب انثالبي التكوين للمركب CS_2 من عناصره الاساسية وحسب المعادلات التالية :

1................ $C_{(graphite)} + O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2\,(g)} \quad \Delta H^\circ_r = -394\ KJ/mol$

2 .... $S_{(rombic)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ_r = -296\ KJ/mol$

3........... $CS_{2}(l) + 3O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2SO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ_r = -1072\ KJ/mol$

الحل

المعادلة الحرارية المطلوب قياس $\Delta H^\circ_f\ (CS_2)$ هي $C_{(graphite)} + 2S_{(rombic)} \rightarrow CS_{2\,(l)}$

نجمع المعادلة رقم 1 مع معادلة رقم 2 بعد ضربها في 2 مع معكوس المعادلة رقم 3 وعلى النحو التالي

$$C_{(graphite)} + O_{2\,(g)} \rightarrow CO_2\,(g) \quad \Delta H^\circ_r = -394\ KJ/mol$$
$$2\,S_{(rombic)} + 2\,O_{2(g)} \rightarrow 2\,SO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ_r = -592\ KJ/mol$$
$$CO_{2(g)} + 2SO_{2(g)} \rightarrow CS_{2(l)} + 3O_{2(g)} \quad \Delta H^\circ_r = +1072\ KJ/mol$$

$$C_{(graphite)} + 2\,S_{(rombic)} \rightarrow CS_{2\,(l)} \quad \Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_f\ CS_{2\,(l)} = +86\ KJ$$

تمرين 1 - 10

احسب حرارة التكوين القياسية للاستلين C_2H_2 من عناصره الاساسية اذا اعطيت المعادلات الحرارية الاتية :

1.............................. $C_{(graphite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H°_r = -394$ KJ/mol

2..............................$H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta H°_r = -286$ KJ/mol

3......... $2C_2H_{2(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$ $\Delta H°_r = -2599$KJ/mol

الحل

المعادلة المطلوب قياس $H_2 + 2C_{graphite} \rightarrow C_2H_2$ $\Delta H°_f = ?$

من جمع معادلة رقم واحد بعد ضربها ×2 مع معادلة رقم 2 مع معكوس معادلة 3 بعد قسمتها على 2

$2C_{(graphite)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$ $\Delta H°_r = -788$ KJ/mol

$H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta H°_r = -286$ KJ/mol

$2CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_{2(g)} + 5/2\ O_{2(g)}$ $\Delta H°_r = 1299.5$KJ/mol

بالجمع

$H_2 + 2C_{graphite} \rightarrow C_2H_2$ $\Delta H°_f = \Delta H°_r = +225.5$ KJ /mol

ثانيا / طريقة استخدام انثالبي التكوين القياسية ($\Delta H°_f$)

يمكن ايجاد $\Delta H°_r$ باستخدام قيم $\Delta H°_f$ للمركبات حسب العلاقة الاتية :

$$\Delta H°_r = \Sigma\, n\, \Delta H°_f\ (Products) - \Sigma\, n\, \Delta H°_f\ (Reactant)$$

حيث n تمثل عدد المولات للمواد المتفاعلة والناتجة اما Σ فتعني مجموع

ملاحظة : $\Delta H°_f$ للعنصر الحر وبأثبت صورته = صفر

خطوات حل المسائل باستخدام انثالبيات التكوين

1- اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة .

2- ضع أسفل كل مادة في المعادلة قيمة $\Delta H°_f$ لها معلومة أم مجهولة مضروبة في عدد مولاتها التي تظهرها في المعادلة المتوازنة) علما أن $\Delta H°_f$ للعناصر الحرة مثل N_2, H_2, C, S = صفر (

3 – طبق القانون $\Delta H°_r = \Sigma\, n\, \Delta H°_f\ (Products) - \Sigma\, n\, \Delta H°_f\ (Reactant)$

تمرين 1 - 11 / يحترق البنزين C_6H_6 في الهواء ليعطي CO_2 والماء السائل احسب $\Delta H°_r$ لهذا التفاعل اذا علمت ان $\Delta H°_{f\,(C6H6)} = 49$KJ/ mol , $\Delta H°_{f\,(CO2)} = -394$KJ/mol , $\Delta H°_{f\,(H2O)} = -286$KJ/mol

الحل

$C_6H_6 + 15/2\ O_2 \rightarrow 6\,CO_2 + 3\,H_2O$ $\Delta H°_r = ?$ KJ

1x 49   0   6 x – 394   3 x -286

$\Delta H°_r = \Sigma\, n\, \Delta H°_f\ (Products) - \Sigma\, n\, \Delta H°_f\ (Reactant)$

$\Delta H°_r = [\ (\ (6\Delta H°_f\, CO_2 + 3\Delta H°_f\, H_2O) - (\Delta H°_f\, C_6H_6 + 15/2\Delta H°_f\, O_2)\ ]$

$\Delta H°_r = [(6 \times -394)$ KJ/ mol $+ (3 \times 286)$KJ/ mol $- (1 \times 49)$KJ/ mol $+ 0$ KJ/ mol)]

$\Delta H°_r = (-2364) + (-858 - 49) = -3271$ KJ/mol

مثال 1 – 8

يجري تفاعل الثرميت الذي يتضمن الالمنيوم واوكسيد الحديد (III) كالاتي

$2Al_{(s)} + Fe_2O_{3(S)} \rightarrow Al_2O_{3(s)} + 2Fe_{(l)}$ احسب انثالبي التفاعل لهذا التفاعل اذا علمت ان

$\Delta H°_{f (Fe) L} = 12KJ/mol \quad \Delta H°_{f (Al2O3)} = -1670KJ/mol \quad , \Delta H°_{f (Fe2O3)} = -822KJ/mol$

الحل

$$\Delta H°_r = \Sigma n \Delta H°_{f (Products)} - \Sigma n \Delta H°_{f (Reactant)}$$

$$\Delta H°_r = [(2\times\Delta H°_{f (Fe) L}) + (1\times\Delta H°_{f (Al2O3)})] - [(2\times\Delta H°_{f Al}) + (1\times\Delta H°_{f (Fe2O3)})]$$

$$\Delta H°_r = [2\times12(KJ/mol) + (10\times-1670)KJ/mol)] - [0 + 1 \times -822)KJ/mol]$$

$$\Delta H°_r = 24 - 1670 + 822 \quad = -824\ kJ/mol$$

العمليات التلقائية والعمليات غير التلقائية

العملية التلقائية :

هي عملية فيزيائية او كيميائية (تفاعل كيميائي) يمكن ان تحدث من تلقاء نفسها عند ظروف معينة دون تاثير من اي عامل خارجي ومن امثلتها سقوط الماء من اعلى الشلالات وذوبان السكر في الماء

العملية غير التلقائية : هي عملية فيزيائية او كيميائية لا يمكن ان تجري بشكل تلقائي في ظل تلك الظروف مثل صعود الماء الى اعلى الشلالات وتجمع السكر الى شكله الابتدائي.

س/ بيّن العمليات التالية فيما اذا كانت تلقائية اوغير تلقائية ؟

1 - سقوط الماء من اعلى الشلال . 2 – انتقال الحرارة من الجسم البارد الى الجسم الحار

3 – ذوبان قطعة السكر في القهوة 4 - انجماد الماء تحت الصفر المؤي

س/ بيّن اي من التفاعلات الاتية فيما إذا كانت تلقائية ام غير تلقائية ؟

1 – صدأ الحديد بوجود الرطوبة والاوكسجين .

2 – تفاعل غاز الهيدروجين مع هيدروكسيد الصوديوم ليتكون فلز الصوديوم والماء .

س / الانثالبي لاتستطيع تحديد تلقائية التفاعل او التحول من عدمهما . علل ذلك

الجواب / لان هناك تفاعلات او تحولات ماصة للحرارة ومع ذلك تكون تلقائية كما ان هناك تفاعلات باعثة للحرارة ولكنها غير تلقائية .

سؤال / ضع كلمة صح او كلمة خطأ امام العبارات التالية مصححا الخطأ ان وجد .

1 – يمكن القول ان اي تفاعل تلقائي يجب ان يكون باعثا للحرارة . .... خطأ

- **لايمكن القول لان هناك تفاعلات تلقائية ماصة للحرارة**

2 – تفاعلات التعادل بين الحوامض والقواعد تلقائية باعثة للحرارة ... صح

3 – يمكن القول انه من الممكن حدوث تفاعل ماص للحرارة تلقائيا .... صح

((إن من بين اهم تطبيقات الثرموداينميك في الكيمياء هو قدرته على الاستدلال فيما اذا امكن لتفاعل كيميائي اوتحول فيزيائي ان يحدث تلقائيا ام لا . وبالرغم من ان انثالبية التفاعل أو التحول تساعدنا في الغالب من معرفة إمكانية حدوث التفاعل أو التغير بشكل تلقائي حيث تميل التغيرات التلقائية ان تكون في اقل مستوى من الانثالبية أي إن ΔH سالبة فمثلا تفاعلات الاحتراق تكون تلقائية باعثة للحرارة وكذلك تفاعلات التعادل بين الحوامض والقواعد تكون تلقائية باعثة للحرارة ولكن لا يعني دائما انه من المؤكد أن يحدث التفاعل أو التغير تلقائيا فهناك من التفاعلات أو التحولات تحدث تلقائيا ويرافقها امتصاص طاقة اي ان ΔH موجبة فذوبان نترات الامونيوم في الماء تلقائية يرافقها امتصاص حرارة اي ان ΔH موجبة وتفكك اوكسيد الزئبق تلقائي يرافقه امتصاص طاقة وعملية انصهار الجليد تلقائية يصاحبها امتصاص حرارة . وهذا الكلام يقودنا الى استنتاج انه لايمكن البت في تلقائية او لا تلقائية التفاعل من معرفة الانثالبية فقط ولكي نستطيع معرفة تلقائية او لا تلقائية التفاعلات لابد من ادخال دالة ثرموداينميكية جديدة وهي الانتربي))

الانتروبي

الانتروبي :

دالة ثرموديناميكية تصف الى اي مدى تصل درجة لا انتظام النظام اي انها مقياس للعشوائية (لا انتظام النظام) يرمز لها بالرمز S

ملاحظات /

* - وحدات الانتروبي هي J / K . mol

*- تتناسب الانتروبي طرديا مع العشوائية وعكسيا مع الانتظام

* - تحدث الزيادة في انتروبي النظام نتيجة للزيادة في طاقة التشتت .

علل / لا يمكن ان تقاس القيمة المطلقة للانتروبي ..

ج / كونها دالة حالة تعتمد قيمتها على الحالة الابتدائية والحالة النهائية

التغير في الانتروبي ΔS حسب العلاقة $\Delta S = S_f - S_i$

تاخذ قيمة ΔS اشارة موجبة عندما تحدث زيادة في انتروبي النظام (زيادة في العشوائية) اي $\Delta S > 0$

وتاخذ اشارة سالبة عندما يحدث نقصان في الانتروبي (نقصان في العشوائية) اي $\Delta S < 0$

الحالات التي يصاحبها زيادة في الانتروبي (زيادة في العشوائية) :-

1 – ذوبان المواد الصلبة في السائل مثل ذوبان كلوريد الامونيوم الصلب في الماء.

2 - تبخر السائل مثل تبخر الماء السائل الى بخار .

3 - انصهار المادة الصلبة مثل انصهار الجليد .

4 – عدد مولات الغازات الناتجة اكبر من عدد مولات الغازات المتفاعلة

علل / التسخين يزيد الانتروبي .

ج / لان التسخين يقود الى

1 - زيادة الحركات الانتقالية للجزيئات

2– زيادة الحركات الدورانية والاهتزازية

3 – ازدياد انواع الطاقات المرتبطة جميعها بالحركة الجزيئية وعليه فان التسخين يزيد من عشوائية النظام لذا تزدادالانتروبية

س/ تكون انتروبي الحالة الغازية اكبر من انتروبي الحالة السائلة والاخيرة اكبر من انتروبي الحالة الصلبة .
الجواب : وذلك لان طاقة التشتت في الحالة الغازية اكبر مما عليه في الحالة السائلة وبالتالي فان جزيئات الغاز تكون اقل انتظاما مما عليه في الحالة السائلة . وكذلك يمكن القول ايضا ان طاقة التشتت في الحالة السائلة اكبر مما عليه في الحالة الصلبة وبالتالي فان جزيئات السائل تكون اقل انتظاما مما عليه في الحالة الصلبة .

علل / تقود عملية الانصهار الى زيادة في الانتروبي .
ج / لان الذرات او الجزيئات عند الانصهار تبدأ بالحركة خارج الشبكة البلورية بعد ان كانت محصورة في مواقع ثابتة مما يزيد من عشوائيتها لذا يحدث انتقال في الطور من الانتظام الى اللاانتظام يصاحبه زيادة في الانتروبي .

علل/ تقود عملية التبخرالى زيادة في الانتروبي .
ج / لانه عند عملية التبخر فان الذرات او الجزيئات تتحرك خارج النظام الهيكلي للسائل مما يزيد من عشوائيتها فيحدث انتقال من الانتظام الى اللا انتظام فيصاحبه زيادة في الانتروبي

علل / ان الانتروبي في عملية التبخر اكبر من تلك التي في عملية الانصهار .
ج / لان الذرات او الجزيئات في الطور الغازي تنتشر بشكل عشوائي لمليء فراغات جميع الحيز الذي تتواجد فيه .

علل / تقود العمليات التي تجري في المحلول دائما الى زيادة في الانتروبي .
ج / عند ذوبان المادة الصلبة (السكرمثلا) في الماء ينكسر النظام الهيكلي المنتظم لها (المذاب) وكذلك جزء من الانتظام الهيكلي للماء (المذيب) وعليه سيكون للمحلول لا انتظام اكثر مما للمذيب النقي والمذاب النقي معا .

س/عندذاابة مادة صلبة ايونية فالزيادة في الانتروبي تحصل نتيجة عاملين هما 1 .... 2 ....
ج / 1-عملية تكوين المحلول(خليط المذاب مع المذيب) 2 - تفكك المركب الصلب الى ايونات

س / كيف تتغير انتروبي النظام في عملية ذوبان الغاز في السائل
جواب / يحدث انتقال من اللا انتظام الى الانتظام ويصاحبه نقصان في الانتروبي . والسبب يعود الى انه قبل عملية الذوبان تكون دقائق الغاز اكثر لا انتظاما (اكثر عشوائية) وعند ذوبانها تقترب من بعضها بنظام هيكلي اكثر انتظاما مما يقلل من عشوائيتها .

س / رتب التغير في الانتروبي $\Delta S_{(l)}$, $\Delta S_{(g)}$ $\Delta S_{(S)}$,
الجواب $\Delta S_{(g)} > \Delta S_{(l)} > \Delta S_{(S)}$

تمرين 1- 12 / كيف تتغير انتروبي النظام للعمليات التالية ؟
أ – تكثيف بخار الماء .
ج / قبل عملية التكثيف تكون جزيئات الماء في الحالة الغازية اكثر لا انتظاما وعند التكثيف فانها تقترب من بعضها بنظام هيكلي اكثر انتظاما مما يقلل من عشوائيتها لذا يحدث انتقال من اللاانتظام الى الانتظام يصاحبه نقصان في الانتروبي

ب – تكوّن بلورات من السكر في محلول فوق مشبع .
جواب / في عملية تكوّن البلورات تكون جزيئات السكرفي حالة اكثر لا انتظاما وعند االتبلور فانها تقترب من بعضها بنظام هيكلي اكثر انتظاما مما يقلل من عشوائيتها لذا يحدث انتقال من اللاانتظام الى الانتظام يصاحبه نقصان في الانتروبي

ج – تسخين غاز الهيدروجين من 20 C الى 80 C .

الجواب / التسخين يزيد من الحركات الانتقالية والدورانية للجزيئات مما يؤدي الى زيادة عشوائيتها فتزداد الانتروبية

د – تسامي اليود الصلب .

جواب / تكون ذرات اليود في الحالة الصلبة في حالة تجاذب قوي ومنتظمة بنظام هيكلي وعند التسامي فانها تتحرك خارج نظامها الهيكلي مما يزيد من عشوائيتها لذا يحدث انتقال من الانتظام الى اللاانتظام يصاحبه زيادة في الانروبي.

مثال 1 – 9

تنبأ فيما اذا كان التغير في الانتروبي ΔS اكبر اوقل من الصفر للعمليات الاتية :

أ – تجمد كحول الاثيل   ب – تبخر سائل البروم   ج – ذوبان الكلوكوز في الماء

د – تبريد غاز النتروجين من $80C^o$ الى $20\ C^o$

الحل

أ - $\Delta S < 0$ لان جزيئات الكحول في الحالة الصلبة تكون اكثر انتظاما .

ب - $\Delta S > 0$ لان تحول البروم السائل الى بخار يزيد من عشوائية الجزيئات فتزداد انتروبية النظام .

ج - $\Delta S > 0$ لان انتشار جزيئات الكلوكوز تؤدي الى زيادة العشوائية أي زيادة في الانتروبي .

د - $\Delta S < 0$ تبريد غاز النتروجين يقلل من عشوائية النظام فيؤدي الى نقصان في الانتروبي .

حساب الانتروبي القياسية للتفاعلات الكيميائية

يمكن قياس الانتروبي المطلقة (S^o) لجميع العناصر والمركبات والتي من خلالها يمكن قياس التغير في الانتروبي ΔS^o باستخدام العلاقة التالية :

$$\Delta S^o_r = \Sigma\ n\ S^\circ_{(Productes)} - \Sigma n\ S^\circ_{(ReactantS)}$$

مثال 1 – 10

احسب التغير في الانتروبي ΔS^o_r للتفاعل الاتي في الظروف القياسية $25\ C^o$, 1 atm .

$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$ علما ان $S^o_{CO} = 198 KJ / mol .k^\circ$ و $S^o_{CO2} = 214 kJ / mol.k^\circ$

$S^o_{O2} = 205\ kJ/mol .k^\circ$

الحل

$$\Delta S^o_r = \Sigma n\ S^\circ_{(Productes} - \Sigma n\ S^\circ_{(Reactant}$$

$$\Delta S^o_r = [(2 \times S^o_{CO2})\ kJ/mol .k] - [(1\times S^o_{O2})\ kJ/mol .k] + [(2S_{CO})] KJ/k\ mol$$

$$\Delta S^o_r = -173\ kJ/\ k\ mol$$

تمرين1- 13

احسب التغير في الانتروبي المطلقة ΔS_r^o للتفاعل التالي عند الظروف القياسية $25\ C^o$, 1 atm .

$4Fe_s + 3O_{2\ g} \rightarrow 2Fe_2O_{3\ s}$ علما ان $S\ Fe = 27\ J/ K^\circ mol$

$S\ O_2 = 205\ J / K^\circ mol$ و $S\ Fe_2O_3 = 87\ J / K^\circ mol$

الحل

$$4Fe_s + 3O_{2\ g} \rightarrow 2Fe_2O_{3\ s}$$

$$4 \times 27 \qquad 3 \times 205 \qquad 2 \times 87$$

$$\Delta S^o_r = \Sigma n\ S^\circ_{(Productes} - \Sigma n\ S^\circ_{(ReactantS)}$$

$$\Delta S_r^o = [(2 \times 87)kj/k.mol] - [4 \times 27)kJ/k.mol + (3 \times 205)kJ/k.mol]$$

$$\Delta S^o_r = -549\ KJ /\ k\ .mol$$

سؤال: وجد ان التغير في انتروبي التفاعل القياسية للتفاعل $4Fe_{s} + 3O_{2\,g} \rightarrow 2Fe_2O_{3\,s}$ تساوي. 549 J / K – فاذا علمت ان $S_{Fe} = 27\ J/K^{\circ}\ mol$ و $S_{O_2} = 205\ J/K\ mol$ عند ظروف قياسية من 1atm و 25 C احسب انتروبي Fe_2O_3

الحل :

$$4Fe_{s} + 3O_{2\,g} \rightarrow 2Fe_2O_{3\,s}$$

$$4 \times 27 \qquad 3 \times 205 \qquad 2\,S^{\circ}\,Fe_2O_3$$

$$\Delta S^{\circ}_{r} = \Sigma\, n\, S^{\circ}_{(Productes)} - \Sigma n\, S^{\circ}_{(ReactantS)}$$

$$-549 = [\,(2 \times S^{\circ}_{Fe2O3})\ J/K.mol] - [\,(1 \times 27)\ J/K.mol) + (3 \times 205)\,]J/k\ mol$$

$$S^{\circ}_{Fe2O3} = 87\ J/K\ mol$$

طاقة كبس الحرة

من الخواص المفضلة للتحولات التلقائية هي ان ترافقها زيادة في الانتروبي اي تكون ΔS موجبة وان يرافقها انبعاث في الحرارة اي ΔH سالبة الا ان هناك تحولات تلقائية يرافقها تناقص في العشوائية او امتصاص في الانثالبي لذلك فان معرفة ΔS بمفردها وبمعزل عن ΔH وبالعكس لا يساعد في تحديد وبشكل دقيق امكانية حصول التغير بشكل تلقائي او لا تلقائي .

ولغرض تحديد امكانية معرفة تلقائية التحولات من عدمها استطاع العالم كبس ان يدخل دالة ثرموداينمكية جديدة سميت باسمه تسمى (طاقة كبس الحرة) ويرمز لها بالرمز G ويعرف التغير في الطاقة الحرة بعلاقة كبس وهي علاقة تربط بين التغير بالانثالبي والتغير في الانتروبي عند درجة حرارة وضغط ثابتين

$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$ علاقة كبس بثبوت درجة الحرارة والضغط

وكما هو واضح فان التغير في الطاقة الحرة يعتمد على دالتي الحالة (الانثالبي والانتروبي) لذلك فان الطاقة الحرة هي ايضا دالة حالة لا تعتمد على المسار ولكن تعتمد على الحالة الاولية والنهائية ولما كان التفاعل التلقائي يكون مصحوبا بانخفاض في الانثالبي وهي جزء من الطاقة الحرة وكذلك يكون مصحوب في زيادة في الانتروبي وهي جزء من الطاقة الحرة وعلى ضوء ذلك يمكن اعتبار ΔG كمقياس للقوة المسيرة (المفيدة) للتفاعل

<u>الطاقة الحرة :</u>

هي القوة المسيرة للتفاعلات الكيميائية و التحولات الفيزيائية وهي دالة الحالة التي تحدد تلقائية أو لا تلقائية العمليات في الطبيعة وتصف الطاقة العظمى التي يمكن الحصول عليها من قياس التغير في الانثالبي والتغير في الانتروبي بثبوت درجة حرارة والضغط وعندما تكون قيمتها موجبة ($\Delta G > 0$) يكون التفاعل او التحول غير تلقائي وعندما تكون قيمتها سالبة ($\Delta G < 0$) يكون التفاعل او التحول تلقائيا اما اذا كانت قيمتها تساوي صفر ($\Delta G = 0$) يكون عندها التفاعل او التحول في حالة اتزان .

علل/ تعد طاقة كبس الحرة مؤشرا حقيقيا لتلقائية التفاعلات من عدمها .

الجواب : لانها تتيح لنا التنبؤ بتلقائية التفاعلات من عدمها بشكل ابسط من الاعتماد على استخدام قيم الانثالبي والانتروبي كلا على انفراد وذلك من خلال تحديد اشارتها فاذا كانت موجبة تعني ان التفاعل او التحول غير تلقائي واذا كانت سالبة تعني ان التفاعل تلقائي واذا كانت تساوي صفر فان التفاعل او التحول في حالة اتزان .

<u>طاقة كبس الحرة القياسية للتفاعل ΔG°_{r} :</u>

هي التغير في قيمة الطاقة الحرة القياسية للتفاعل عندما يجري تحت ظروف قياسية (1 atm , 25 °C) ووحدتها حسب الوحدات الدولية هي J / mol .

حساب طاقة كبس الحرة القياسية للتفاعل

يمكننا حساب طاقة كبس الحرة القياسية باستخدام قيم طاقة كبس الحرة للتكوين القياسية باستخدام العلاقة الاتية

$$\Delta G^\circ_r = \Sigma\, n\, \Delta G^\circ_f\ (\text{Products}) - \Sigma\, n\, \Delta G^\circ_f\ (\text{Reactant})$$

انتبه : قيمة ΔG°_f للعناصر الحرة وباثبت صورها = صفر

طاقة كبس الحرة للتكوين القياسية ΔG°_f

هي مقدار الطاقة الحرة القياسية عند تكوين مول واحد من المادة وبأثبت صورها تحت الظروف القياسية (1 atm , 25C) ووحدتها KJ / mol

تمرين 1 – 14

جد قيمة ΔG°_r للتفاعل التالي $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ عند الظروف القياسية وبين هل التفاعل يحدث تلقائي ام لا يحدث اذا علمت ان $\Delta G^\circ_f\ NO_2 = 52 KJ/mol$, $\Delta G^\circ_{f\ NO} = 87 KJ/ mol$

الحل

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$
$$2x\ 87 \quad 0 \quad 2x52$$

$$\Delta G^\circ_r = \Sigma\, n\, \Delta G^\circ_f\ (\text{Products}) - \Sigma\, n\, \Delta G^\circ_f\ (\text{Reactant})$$

$$\Delta G^\circ_r = [(2 \times \Delta G^\circ_f NO_2)] - [(2 \times \Delta G^\circ_f NO + \Delta G^\circ_f O_2)]$$

$$\Delta G^\circ_r = [(2 X 52) KJ/mol] - [(2 X87)KJ/mol)+ (0)] = - 70 KJ /mol$$

وبما ان القيمة سالبة اذن التفاعل يجري بشكل تلقائي .

مثال 1 - 11

احسب الطاقة الحرة القياسية للتفاعل التالي عند الظروف القياسية(1 atm , 25C) ثم بين هل يجري التفاعل تلقائيا أم لا عند هذه الظروف؟ $2C_6H_{6(L)} + 15\, O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O_{(L)}$

$\Delta G_f^o\ _{C6H6} = 173\ kJ/mol$ $\quad \Delta G_f^o\ _{H2O} = - 237\ KJ/mol$ $\quad \Delta G_f^o\ _{CO2} = - 394\ kJ/ mol$

الحل

$$\Delta G^\circ_r = \Sigma\, n\, \Delta G^\circ_f\ (\text{Products}) - \Sigma\, n\, \Delta G^\circ_f\ (\text{Reactant})$$

$$\Delta G^\circ_r =[(12 \times \Delta G_f^o{}_{CO_2})+(6\times \Delta G_f^o{}_{H2O})] - [2 \times \Delta G_f^o{}_{C6H6} + 15\times \Delta G_f^o{}_{O2}]$$

$$\Delta G^\circ_r =[(12 \times - 394\ _{kj/mol})+(6\times - 237\ _{Kj/mol})] - [2\times 173\ kj/mol + 15\times 0]$$

$$\Delta G^\circ_r = - 6496\ KJ$$

سؤال/ التفاعل $2CO_g \rightarrow CO_{2\,g} + C_s$ إذا علمت ان $\Delta\, ^\circ G_f$ لـ CO_2 و CO هي على الترتيب $- 394 KJ/mol$ ، $- 137KJ/mol$ احسب الطاقة الحرة للتفاعل ثم بين هل يحدث التفاعل بشكل تلقائي ام لا يحدث ؟

الحل

$$2CO_g \rightarrow CO_{2\,g} + C_{(graphite)}$$
$$2x -137 \quad - 394 \quad 0$$

$$\Delta G^\circ_r = \Sigma\, n\, \Delta G^\circ_f\ (\text{Products}) - \Sigma\, n\, \Delta G^\circ_f\ (\text{Reactant})$$

$$\Delta G^\circ_r = [(\Delta G^\circ_f CO_2+\Delta G^\circ_f C)] - [(2x\Delta G^\circ_f CO]$$

$$\Delta G^\circ_r = [(1 -394KJ/mol) + (0)] - [(2 X-137KJ/mol)] = - 120 KJ/mol$$

وبما ان القيمة سالبة اذن التفاعل يجري بشكل تلقائي.

تطبيقات معادلة كبس واتجاه سير التفاعل الكيميائي او التحول الفيزيائي

تعد معادلة كبس $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ مهمة جدا عند تطبيقها على التفاعلات الكيميائية وذلك لان استخدام قيم ΔG تغنينا عن اخذ التغيرات التي تحدث في الانثالبي والانتروبي .

يتضمن التغير في الطاقة الحرة عاملين يؤثران على تلقائية التفاعل الكيميائي هما :

1 – يتجه التفاعل الى الحالة التي تكون فيها الانثالبي اقل ما يمكن وتكون التلقائية اكثر احتمالا اذا كانت قيمتها سالبة أي أن التفاعل باعث للحرارة .

2 – يتجه التفاعل الى الحالة التي يكون فيها الانتروبي اعلى ما يمكن وتكون التلقائية اكثر احتمالا اذا كانت قيمتها موجبة زيادة في العشوائية (عدم الانتظام) .

العوامل المؤثرة على اشارة ΔG في علاقة كبس $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

ΔH	ΔS	ΔG	
+	+	- +	يجري التفاعل تلقائيا عند درجات الحرارة المرتفعة لان $T\Delta S > \Delta H$ عند درجات الحرارة المنخفضة يكون غير تلقائي لان $T\Delta S < \Delta H$
+	-	+	يكون التفاعل غير تلقائي في جميع درجات الحرارة لان ΔG دائما موجبة
-	+	-	يكون التفاعل تلقائي في جميع درجات الحرارة لان ΔG دائما سالبة
-	-	+ -	يجري التفاعل تلقائيا عند درجات الحرارة المنخفضة لان $\Delta H > T\Delta S$ عند درجات الحرارة العالية يكون غير تلقائيا لان $\Delta H < T\Delta S$

- **عندما تكون الإشارات مختلفة لكل من ΔH و ΔS فتغير درجة الحرارة لا يؤثر على تلقائية أو لا تلقائية التحولات**
- **عندما تكون الإشارات متشابهة لكل من ΔH و ΔS فان تغير درجة الحرارة يؤثر على تلقائية أو لا تلقائية التحولات لأنه يمكن التحكم بقيمة $T\Delta S$ بارتفاع درجة الحرارة أو انخفاضها عند تطبيق علاقة كبس .**
- **القيمة المطلقة لـ $T\Delta S$ تزداد بارتفاع درجة الحرارة وتنخفض بانخفاض درجة الحرارة**
- **إن إشارة $T\Delta S$ في علاقة كبس تخالف إشارة ΔS التفاعل أو التحول فاذا كانت ΔS التفاعل سالبة القيمة تكون قيمة $T\Delta S$ عند تطبيق علاقة كبس تكون موجبة الاشارة اما اذا كانت ΔS التفاعل او التحول موجبة القيمة فتكون قيمة $T\Delta S$ عند تطبيق علاقة كبس سالبة .**

كيفية تحديد وتفسير تلقائية و لا تلقائية التحولات على ضوء علاقة كبس $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

-1 نحدد اشارة ΔH و ΔS و ΔG التحول أو التفاعل مع ذكر السبب .

-2 نكتب علاقة كبس ونضع تحت كل دالة اشارتها ثم نجد **اشارة $T\Delta S$ بعد ضربها في اشارة السالب في** علاقة كبس

-2 في الحالات التي لا يحدث أو لا يتم أو لا يمكن فيها التفاعل فالتحول أو التفاعل في هذه الحالة غير تلقائي وتكون ΔG موجبة وعليه فإن الحد ذو القيمة العددية الموجبة في علاقة كبس سيكون هو الأكبر .

-3 في الحالات التي يحدث أو يتم أو يمكن فيها التفاعل فالتحول أو التفاعل في هذه الحالة تلقائي وتكون ΔG سالبة وعليه فإن الحد ذو القيمة العددية السالبة في العلاقة سيكون هو الاكبر .

سؤال / لكي تكون العملية تلقائية بغض النظر عن تاثير درجة الحرارة يجب ان تكون
Δ H .... و Δ S .... (اصغر من صفر ، اكبر من صفر ، تساوي صفر)

علل/ يكون التفاعل تلقائيا على الاغلب اذا كانت قيمة Δ S موجبة او بعبارة اخرى(القيمة الموجبة لـ Δ S تساعد على جعل قيمة ΔG سالبة) .
الجواب : وسبب ذلك يعود الى وجود Δ S ضمن الحد (TΔ S -) في علاقة كبس

امثلة محلولة حول تطبيق علاقة كبس

س1/ لا يمكن تجزئة الماء إلى عناصره الأولية في درجات الحرارة الاعتيادية ، علل ذلك على ضوء علاقة كبس الحل قيمة Δ G = + لان عملية التجزئة لا تتم Δ H = + لان التفاعل يصاحبه امتصاص حرارة Δ S = + لان التفاعل يصاحبه زيادة في العشوائية $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ + + + (+) = (+) > (-) التفاعل غير تلقائي لان قيمة Δ H > T Δ S	**س2 / التفاعل الماص للحرارة** **$BaCO_{3\,s} \rightarrow BaO_s + CO_{2\,g}$ غير تلقائي عند درجة 25 C . علل على ضوء علاقة كبس** **$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ ؟ كيف يمكنك تحويله إلى تلقائي ؟** الحل قيمة Δ G = + لان التفاعل غير تلقائي قيمة Δ H =+ لان يصاحبه امتصاص حرارة Δ S = + لان التفاعل يصاحبه زيادة في العشوائية $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ + + + (+) = (+) > (-) التفاعل غير تلقائي لان قيمة Δ H > T Δ S ويمكن تحويله إلى تلقائي وذلك برفع درجة الحرارة إلى الحد الذي تصبح فيه قيمة T Δ S > Δ H فتكون قيمة Δ G سالبة ويكون التفاعل تلقائي

س3 / عملية تبخر الماء تلقائية في درجات الحرارة العالية . علل ذلك على ضوء علاقة كبس. الحل Δ G = - لان التفاعل تلقائي Δ H = + لان التحول يصاحبه امتصاص حرارة Δ S = + لان التفاعل يصاحبه زيادة في العشوائية $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ + + - (-) = (+) < (-) التفاعل تلقائي لان قيمة Δ H < T Δ S	**س4 / يذوب غاز SO_2 في الماء تلقائياً ويصحب العملية ارتفاع في درجة الحرارة فسر على ضوء علاقة كبس بيّن تأثير درجة الحرارة على تلقائية التفاعل ؟** Δ G = - لان التفاعل تلقائي Δ S = - لان العملية يصاحبها نقصان في الانتروبي Δ H = - لان العملية يصاحبها انبعاث حرارة $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ - - - (+) < (-) = (-) التفاعل تلقائي لان قيمة Δ H > T Δ S عند تطبيق علاقة كبس ولكي تكون قيمة Δ G سالبة يجب ان تكون قيمة Δ H > T Δ S إن التسخين يؤثر على تلقائية التحول حيث يسبب زيادة قيمة T Δ S وقد تصبح أكبر من Δ H فتكون - Δ H < + T Δ S وتكون Δ G موجبة فتصبح العملية غير تلقائية بارتفاع درجة الحرارة.

س5 أ / بين في ضوء علاقة كَبس متى يكون التفاعل الماص للحرارة تلقائياً ؟

الجواب

$\Delta G = -$ لان التفاعل تلقائي

$\Delta H = +$ لان التحول يصاحبه امتصاص حرارة

$\Delta S = ?$

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$- \quad + \quad ?$

$(-) = (+) < (?)$

تكون قيمة ΔG سالبة والتفاعل تلقائي في حالة واحدة وهي عندما تكون قيمة ΔS موجبة ويكون

$+\Delta H < -T\Delta S$

س5 ب / بين في ضوء علاقة كَبس متى يكون التفاعل الباعث للحرارة تلقائياً ؟

الجواب :

$\Delta G = -$ لان التفاعل تلقائي

$\Delta H = -$ لان التحول باعثا للحرارة

$\Delta S = ?$

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$- \quad - \quad ?$

الحالة الاولى $- = - \quad -$

الحالة الثانية $- = - > +$

اذن هناك حالتين :

أ ـ اذا قيمة ΔS موجبة فعند تطبيق علاقة كبس تكون ΔG سالبة دائما

ب ـ اذا قيمة ΔS سالبة وأن $-\Delta H > +T\Delta S$

ΔG سالبة

س 7 / يستخلص السليكون باختزال اوكسيده حسب التفاعل الماص للحرارة

$$SiO_{2\,(s)} + 2C_{(s)} \rightarrow Si_{(s)} + 2CO_{(g)}$$

لا يتم هذا التفاعل في درجات الحرارة الاعتيادية ، وضح ذلك في ضوء علاقة كبس

الجواب

$\Delta G = +$ التفاعل غير تلقائي

$\Delta S = +$ لان العملية يصاحبها زيادة في الانتروبية

$\Delta H = +$ لان العملية يصاحبها امتصاص حرارة

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$+ \quad + \quad +$

$(+) \quad (+) > (-)$

التفاعل لايتم لان قيمة $\Delta H > T\Delta S$

س6 / إذا كان التفاعل باعثاً للحرارة وتصاحبه زيادة في الانتروبي فأنه يجب أن يكون تلقائياً . علل ذلك حسب علاقة كبس

الحل

$\Delta G = -$ لان التفاعل تلقائي

ΔH قيمة سالبة لان العملية يصاحبها انبعاث حرارة

$\Delta S =$ قيمة موجبة لان العملية يصاحبها زيادة في الانتروبية

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$+ \quad - \quad -$

$- \quad - \quad -$

التفاعل تلقائي دائما لان قيمة الحد $T\Delta S$ سالبة وكذلك قيمة ΔH سالبة ايضا وعليه قيمة ΔG تكون سالبة دائما

يمكن استخدام علاقة كبس اذا تم قياس كل من الانثالبي والانتروبي عند الظروف القياسية (1 atm , 25C°) وفي هذه الحالة تكتب علاقة كبس على النحو التالي $\Delta G^\circ_r = \Delta H^\circ_r - T\Delta S^\circ_r$

ملاحظة : عند تطبيق علاقة كبس في المسائل نعتبر انثالبي التفاعل القياسي والانتروبي قيم ثابتة لا تتاثر بدرجة الحرارة . رغم انها تتغير بتغير درجة الحرارة .

مثال 1 - 12

للتفاعل التالي

$C_2H_5OH_{(L)} + 3O_{2g} \rightarrow 2CO_{2g} + 3H_2O_{(L)}$

بالاستعانة بالمعلومات الاتية

المادة	ΔH°_f kJ/mol	S^o J / K .mol
C_2H_5OH	-278	161
O_2	0	205
CO_2	- 394	214
H_2O	- 286	70

احسب ΔH°_r و ΔS°_r و ΔG°_r

الحل

$\Delta H^\circ_r = \Sigma n\, \Delta H^\circ_{f(P)} - \Sigma\, n\, \Delta H^\circ_{f(R)}$

$\Delta H^\circ_r = - 1368$ Kj /mol

$\Delta S^\circ_r = \Sigma n\, S^\circ_{(Productes)} - \Sigma n\, S^\circ_{(ReactantS)}$

$\Delta S^\circ_r = - 138$ J / k°.mol

$\Delta S^\circ_r = - 138 \text{ J /k .mol} \times \frac{1\text{k J}}{1000 \text{ J}}$

$\Delta S^\circ_r = - 0.138$ kJ /k°.mol

حساب ΔG°_r

T = t c + 273

T = 25 c + 273 = 298 k

$\Delta G^\circ_r = \Delta H^\circ_r - T\Delta S^\circ_r$

$\Delta G^\circ_r = - 1368 - 298 \times - 0.138$

$\Delta G^\circ_r = - 1326.8$ KJ /mol

تمرين 1 – 15

احسب ΔG°_r للتفاعل التالي عند الظروف القياسية (1 atm , 25 C°)

$C_5H_{12\,L} + 8\,O_{2\,g} \rightarrow 5CO_{2\,g} + 6H_2O_L$

علما ان $\Delta H^\circ_r = - 3536$ KJ

$\Delta S^\circ_r = 374$ J / K .mol

الحل

T = t c + 273

T = 25 c + 273 = 298 k

$\Delta S^\circ_r = 374 \text{J /k .mol} \times \frac{1\text{K J}}{1000 \text{ J}}$

$\Delta S^\circ_r = 0.374$ kJ /k°.mol

$\Delta G^\circ_r = \Delta H^\circ_r - T\Delta S^\circ_r$

$\Delta G^\circ_r = - 3536 - 298 \times 0.374$

$\Delta G^\circ_r = - 3647.45$ KJ/mol

تمرين 1 - 16

اذا كان لدينا التفاعل الاتي $HCOOH \rightarrow CO + H_2O$

فاذا علمت ان ΔH°_r للتفاعل تساوي 16 KJ/mol و ΔS°_r يساوي 234 J / K.mol احسب ΔG°_r للتفاعل عند الظروف القياسية 25 C° و ضغط 1atm وهل ان التفاعل تلقائي ام لا ؟

الحل

T = t c + 273

T = 25 c + 273 = 298 k°

$\Delta S^\circ_r = 234 \text{J /k.mol} \times \frac{1\text{k J}}{1000 \text{ J}}$

$\Delta S^\circ_r = 0.234$ kJ /k.mol

$\Delta G^\circ_r = \Delta H^\circ_r - T\Delta S^\circ_r$

$\Delta G^\circ_r = 16 - 298 \times 0.234$

$\Delta G^\circ_r = - 53.7$ KJ/mol التفاعل تلقائي

س / احسب درجة الحرارة التي تجعل تفكك كربونات الكالسيوم تلقائيا $CaCO_{3\,(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_2$

علما ان $\Delta S = +160\ J/k^{\circ}.mol$ $\Delta H = +\ 178.3\ kJ/mol$

الحل

لكي يكون التفاعل تلقائيا حسب علاقة كبس يجب أن تكون $\Delta H < \Delta ST$ فتكون الطاقة الحرة سالبة القيمة

$+\ 178.3 < T \times 0.160$ وبقسمة طرفي المتباينة على 0.160

$$T > \frac{+178.3\ KJ}{+\ 0.160\ KJ/\ K\ .}$$

$$T > 1114.4\ K$$

طريقة ثانية للحل

عند الاتزان فان الطاقة الحرة تساوي صفرا وعليه فان $\Delta H\ - T\,\Delta S = 0$

$$\Delta H = T\,\Delta S$$

$$+\ 178.3 = T \times 0.160$$

$$T = 1114.4\ K^{\circ}$$

لكي يكون التفاعل تلقائيا حسب علاقة كبس يجب أن تكون $\Delta H < \Delta ST$ فتكون الطاقة الحرة سالبة القيمة

وعليه يتطلب رفع درجة الحرارة الى اكثر من 1114.4 K

سؤال / تنبأ بتلقائية او لا تلقائية التفاعل A عند درجة 25 C وضغط 1atm وان لم يكن تلقائي فباي درجة حرارية يكون تلقائي اذا علمت ان

$\Delta H = 22\ kJ/mol\ ,,\ \Delta S = 60\ j\ /\ k\ .mol$

الحل

$$\Delta S_r = 60 \times \frac{1\ KJ}{1000\ J} = 0.06KJ/\ K.mol$$

$$T_K = t_C + 273$$

$$T_K = 25\ C + 273 = 298$$

$$\Delta G = \Delta H\ - T\,\Delta S$$

$$\Delta G = 22\ kj - 298\ K \times 0.06KJ/\ K$$

$$\Delta G = +\ 4\ .12\ kJ$$

التفاعل غير تلقائي لان قيمة الطاقة الحرة موجبة لكي يكون

التفاعل تلقائيا حسب علاقة كبس يجب أن تكون $\Delta H < \Delta ST$ فتكون الطاقة الحرة سالبة القيمة

$+\ 22 < T \times 0.06$ بقسمة طرفي المتباينة على 0.06

$$T > \frac{+22\ KJ}{+\ 0.06\ KJ/\ K\ .}$$

$$T > 366.7\ K$$

طريقة ثانية للحل

عند الاتزان فان ا لطاقة الحرة تساوي صفرا وعليه فان $\Delta H\ - T\,\Delta S = 0$

$$\Delta H = T\,\Delta S$$

$$+\ 22 = T \times = 0.06$$

عند الاتزان $T = 366.7\ K$

لكي يكون التفاعل تلقائيا حسب علاقة كبس يجب أن تكون $\Delta H < \Delta ST$ فتكون الطاقة الحرة سالبة القيمة وعليه يتطلب رفع درجة الحرارة الى اكثر من $366.7\ K^{\circ}$

س/ للتفاعل $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ وبالاستعانة بالمعلومات في الجدول المرفق احسب ΔS_r° و ΔH_r° و ΔG°_r عند الظروف القياسية ثم بين هل يحدث التفاعل تلقائيا

المادة	ΔH_f° KJ/ mol	$^\circ S$ J/K.mol
H_2O	- 286	70
CH_4	- 75	186
O_2	0	205
CO_2	- 394	214

اولا ايجاد ΔS_r°

$$\Delta S_r^\circ = \Sigma n\ S^\circ_{(P)} - \Sigma n\ S^\circ_{(R)}$$

$$= -\ 0.242 KJ/ K .mol$$

ثانيا ايجاد ΔH_r°

$$\Delta H^\circ_r = \Sigma\ n\ \Delta H^\circ_{f\ (P)} - \Sigma\ n\ \Delta H^\circ_{f\ (R)}$$

$$\Delta H^\circ_r = -\ 891\ KJ$$

ثالثا ايجاد ΔG°_r

$$\Delta G^\circ_r = \Delta H_r^\circ - T\,\Delta S_r^\circ$$

$\Delta G^\circ_r\ -963.116\ kJ/mol$ وحيث ان ΔG°_r ظهرت سالبة القيمة اذن التفاعل يحدث تلقائيا

تمرين 1- 17

التفاعل الغازي $N_2 + 2O_2 \rightarrow 2NO_2$ احسب ΔS_r° و ΔH_r° و ΔG°_r مبينا هل ان التفاعل يحدث ام لا ولماذا ؟ وهل هو ماص ام باعث للحرارة ولماذا ؟ وهل يتحول الى حالة اكثرانتظاما ام اقل انتظاما . ولماذا ؟

علما بان ΔH°_f و ΔG°_f لـ NO_2 تساوي على الترتيب 52 و 43 مقدرة KJ/ mol

حسابات انتروبي التحولات الفيزيائية

إن درجة الانصهار ودرجة الغليان هما درجتان حراريتان يحدث عندها اتزان بين ضغط بخار المادة مع الضغط الجوي وعند هذه الدرجات بالتحديد تكون قيمة ΔG تساوي صفرا لإن المجموعة التي في حالة توازن يكون ميلها للتغير في اتجاه معين مساوياً بالضبط لميلها للتغير في الاتجاه المعاكس ، لذلك تصبح **علاقة** كبس $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$0 = \Delta H_{tr} - T\Delta S_{tr}$ **حيث tr مختصر transition ويعني انتقال**

او $$T_{tr} = \frac{\Delta H_{tr}}{\Delta S_{tr}}$$

هذه العلاقة تستخدم في حسابات التحولات الفيزيائية (تبخر ، انصهار ، انجماد ، الخ)

ففي عملية الانصهار تكون العلاقة بالشكل التالي

$$\Delta S_{fus} = \frac{\Delta H_{fus}}{T_m}$$

T_m درجة الانصهار

وفي عملية التبخرتكون العلاقة

$$\Delta S_{vap} = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b}$$

T_b درجة الغليان

- **درجة غليان الماء النقي = 100 C أو 373K**
- **درجة انجماد الماء النقي = 0 C أو 273 K**

*** درجة انصهار الجليد = 0 C أو 273 K**

علاقة تروتن :

بعد ان لاحظ تروتن ان قيمة ΔS_{vap} لأغلب السوائل تساوي قيمة ثابتة وتساوي 85 J/ K mol وعليه يمكن صياغة علاقة تسمى معادلة تروتن بالشكل التالي

$$85\ J/\ K\ mol = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b}$$ **معادلة تروتن**

ملاحظة :

هناك حالة تحول فيزيائية اخرى تسمى التسامي وتعرف بانها عملية تحول المادة من الحالة الصلبة الى الحالة الغازية دون المرور بالحالة السائلة .

انثالبي التسامي = مجموع انثالبي التبخر وانثالبي الانصهار (كونها دالة حالة)

مثال 1 - 13 **احسب انثالبي التبخر ΔH_{vap} للهكسان عند الاتزان بوحدة KJ/ mol اذا علمت ان درجة غليان الهكسان $69\ C^{\circ}$** الحل $T = t\ c + 273$ $T = 69\ c + 273 = 342\ k$ $\Delta S_{vap} = \dfrac{\Delta H_{vap}}{T_b}$ $85 = \dfrac{\Delta H_{vap}}{342}$ $\Delta H_{vap} = 29070\ J/k\ .\ mol$ $\Delta H_{vap} = 29070 \times \dfrac{1\ k}{1000\ j} = 29\ kj/mol$	**مثال / احسب انثالبي تبخرالماء ΔH_{vap} عندالاتزان.** **علماً أن ΔS_{vap} لتبخر الماء = 118 J / K .mol** الحل / $\Delta S_r = 118 \times \dfrac{1\ KJ}{1000\ J} = 0.118\ KJ/K\ .mol$ $\Delta S_{vap} = \dfrac{\Delta H_{vap}}{T_b}$ $0.118 = \dfrac{\Delta H_{vap}}{373\ K}$ $\Delta H_{vap} = 44\ KJ/mol$

تمرين 1 - 18

احسب التغير في انتروبي التحول الاتي $H_2O_{(L)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ $\Delta H_{vap} = 44\ kJ/mol$ عند درجة الغليان

الحل

$T = t\ c + 273$

$T = 100\ c + 273 = 373\ k$

$$\Delta S_{vap} = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b}$$

$$\Delta S_{vap} = \frac{44}{373} = 0.118\ kJ/mol\ .\ k$$

اسئلة الفصل الاول وحلولها

س : 1 – 1 : اختر الجواب الصحيح مع ذكر السبب بوضوح .

1- فقرة ب / لان العملية يصاحبها زيادة في العشوائية فتزداد الانتروبي فتصبح موجبة اي اكبر من الصفر

2- فقرة أ / لانها الحالة التي تكون فيها الطاقة الحرة سالبة على ضوء علاقة كبس باعتبار ان العملية ماصة للحرارة ويصاحبها زيادة في الانتروبي

3- فقرة ب / لان زيادة الضغط تسبب نقصان في الحجم مما يسبب تقارب دقائق الغاز فيزداد الانتظام وتقل العشوائية (تقل الانتروبي)

4- فقرة ب / لان التسخين يزيد من قيمة $T\Delta S$ السالبة فتصبح عندها ΔG سالبة فيكون التفاعل تلقائي

5- فقرة أ / لان تكون فيه الطاقة الحرة سالبة دائما على ضوء علاقة كبس ولا تاثير لتغير درجة الحرارة

6- فقرة ج / لان عدد المولات المتفاعلة يسار المعادلة اكبر من مولات المواد الناتجة يمينها وهذا يعني ان التفاعل يصاحبة زيادة في الانتظام فتقل الانتروبي فتكون قيمتها سالبة

س : 1- 3 :

احسب كمية الحرارة المنبعثة بوحدات الكيلو جول من 350 g زئبق عند تبريدها من 77 C° الى 12 C° علما ان الحرارة النوعية للزئبق 0.14 J / g . C°

الحل

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$= 12C^o - 77 C^o = - 65 C^o$$

$$q_{(j)} = \varsigma_{(J/g.C)} \times m_{(g)} \times \Delta T\ C^o$$

$$q = 0.14_{(J/g.C)} \times 350\ g \times -65\ C^o$$

$$q = -3185\ J$$

$$q = -3185\ J \times \frac{1\ KJ}{1000\ J} \approx -3.2\ KJ$$

س : 1- 4

سخنت عينة من مادة مجهولة كتلتها 155 g من درجة حرارة 25 c الى 40 c مما ادى الى امتصاص حرارة مقدارها 5700 j احسب الحرارة النوعية لهذه المادة

الحل

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$= 40C^o - 25 C^o = 15 C^o$$

$$q_{(j)} = \varsigma_{(J/g.C)} \times m_{(g)} \times \Delta T$$

$$\varsigma_{(J/g.C)} = \frac{q_{(j)}}{m_{(g)} \times \Delta T}$$

$$\varsigma = \frac{5700\ J}{155g \times 15\ C^o} = 2.4516\ J/g.C^\circ$$

س 1 - 5 :

4.5 g من حبيبات الذهب امتصت 276 j من الحرارة عند تسخينها فاذا علمت ان الحرارة الابتدائية كانت 25C احسب درجة الحرارة النهائية التي سخنت اليها ، اذا علمت ان الحرارة النوعية للذهب 0.13 J/g . c

الحل

$$q_{(j)} = \varsigma_{(J/g.C^\circ)} \times m_{(g)} \times \Delta T$$

$$\Delta T = \frac{q_{(j)}}{\varsigma_{(J/g.C^\circ)} \times m_{(g)}}$$

$$\Delta T = 471.8\ C^o$$

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$471.8\ C^o = T_f - 25\ C^o$$

$$T_f = 496.8\ C^o$$

سؤال 1- 6

جد قيمة ΔGr للتفاعل $2CO_{(g)} + O_2 \rightarrow 2CO_{2(g)}$ اذا اعطيت المعلومات التالية :

$\Delta H_f^0\ CO_2 = -393.5$ kJ/mol $\quad \Delta H_f^0\ CO = -110.5$ kJ/mol

$S^\circ\ CO = 198$J/K.mol $\quad S^\circ_{CO_2} = 214$ J/K.mol ، $S^\circ_{O_2} = 205$J/K.mol

الحل

$$\Delta H^\circ_r = \Sigma n \Delta H^\circ_f (Prod) - \Sigma n \Delta H^\circ_f (Reactant)$$

$$\Delta H^\circ_r = [2\Delta H^\circ_{f\ co2}] - [2\Delta H^\circ_{fco} + \Delta H^\circ_f\ o_2]$$

$$\Delta H^\circ_r = -566\ kj/mol$$

$$\Delta S^\circ_r = \Sigma n S^\circ_{(Prod)} - \Sigma n S^\circ_{(React)}$$

$$\Delta S^\circ_r = [2 S^\circ_{CO2}] - [2 S^\circ_{CO} + S_{O2}]$$

$$\Delta S^\circ_r = 428 - (396 + 205) = -173\ J/K.mol$$

$$\Delta G^\circ_r = \Delta H^\circ_r - T\Delta S^\circ_r$$

$$\Delta G^\circ_r = -566 - 298 \times 0.173$$

$$\Delta G^\circ_r = -514.4\ kj/mol$$

س 1- 7

للتحول $H_2O_L \rightarrow H_2O_s$ وجد ان $\Delta H = 6$ KJ و $\Delta S = 22$ J / K . mol بين ذلك رياضيا مع ذكر السبب في اي درجة من درجات الحرارة الاتية يكون تحول الجليد الى سائل تلقائي 250 k ام 300 k

الحل : نجد قيمة الطاقة الحرة عند درجة 250 k

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = 6 - 250 \times 22/100$$

$$\Delta G = +0.5\ kj/mol$$

نجد قيمة الطاقة الحرة عند درجة 300 k

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = 6 - 300 \times 22/100$$

$$\Delta G = -0.6\ kj/mol$$

يكون تلقائي عند 300 لان الطاقة الحرة عندها تكون سالبة

س : 1 – 8

في مسعر حراري وضع 2.6 g من الاستلين C_2H_2 (M = 26 g/mol) فوجد ان كمية الحرارة المنبعثة 130 KJ – أحسب انثالبي التكوين القياسية للاستلين علما ان $\Delta H_f^0{}_{CO2} = -393.5$ kJ/mol
$\Delta H_f^0{}_{H2O} = -286$ kJ/mol

الحل

$$n_{C2H2} \text{ المحترقة} = \frac{2.6\ g}{26\ g/mol} = 0.1\ mol$$

$$\Delta H^\circ_C = \Delta H^\circ_r = \frac{\Delta H}{n_{C2H2}\ \text{المحترقة}}$$

$$\Delta H^\circ_C = \Delta H^\circ_r = \frac{-130}{0.1} = -1300\ KJ/mol$$

$$C_2H_{2\,(g)} + 5/2\, O_2 \rightarrow 2CO_2 + H_2O_{\,L}$$

ΔH°_f 0 2×-393.5 -286

$$\Delta H^\circ_r = \Sigma\, n\, \Delta H^\circ_f\ (\text{Prod}) - \Sigma\, n\, \Delta H^\circ_f\ (\text{Reactant})$$

$$\Delta H^\circ_r = [2\Delta H^\circ_{f\ co2} + \Delta H^\circ_{f\ H2O}] - [\Delta H^\circ_{f\ C2H2} + 5/2\Delta H^\circ_{f\ O_2}]$$

$$-1300 = [-787 + (-286)] - [\Delta H^\circ_{f\ C2H2}]$$

$$\Delta H^\circ_{f\ C2H2} = 227\ KJ/mol$$

س 1- 9

احسب $\Delta H^\circ_{f\ Al2O3}$ والتغير في انثالبي الاحتراق القياسية $\Delta H^\circ_{C\ Al}$ في التفاعل . $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$ $\Delta H^\circ_r = -3340$ kj

الحل

$$\Delta H^\circ_{f\ Al2O3} = \frac{\Delta H^\circ_r}{n} = \frac{-3340\ kJ}{2mol} = -1670_{kj/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{c\ Al} = \frac{\Delta H^\circ_r}{n} = \frac{-3340\ kJ}{4\ mol} = -835mol$$

س 1- 10 : من المعادلات الحرارية التالية عند درجة حرارة 25 C وضغط 1 atm (في السؤال ايضا يطلب تعريف وفائدة قانون هيس استوجب مراجعة التعريف والفائدة .

$$(1) \quad H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl \quad \Delta H^\circ_r = -185\ KJ$$

$$(2) \quad 2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O \quad \Delta H^\circ_r = -484\ KJ$$

احسب ΔH°_r التفاعل التالي $4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O \quad \Delta H^\circ_r = ?$

الحل

نجد المعادلة الحرارية المطلوبة من جمع معكوس معادلة رقم 1 بعد ضربها × 2 مع المعادلة رقم 2

$$4HCl \rightarrow 2H_2 + 2Cl_2 \quad \Delta H^\circ_r = +370\ KJ$$

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O \quad \Delta H^\circ_r = -484\ KJ$$

بالجمع --

$$4HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 + 2H_2O \quad \Delta H^\circ_r = -114\ KJ$$

س 1- 11

تتفكك كاربونات الكالسيوم حسب المعادلة $CaCO_{3\,s} \rightarrow CaO_{\,s} + CO_2$

قيمة $\Delta Sr^\circ = 160\ J/K.mol$ فاذا علمت ان $\Delta H f^0$ لكل من ($CaCO_3$, CaO, CO_2) هي على التوالي (-1207 , -635 , -393.5) بوحدات KJ/mol ، جد 1- ΔHr° للتفاعل ثم ارسم مخطط للطاقة 2- ΔGr° للتفاعل 3- درجة الحرارة التي سيصبح عندها التفاعل تلقائي

(1

$$\Delta H^\circ_r = \Sigma\, n\, \Delta H^\circ_{f\ (Products)} - \Sigma\, n\, \Delta H^\circ_{f\ (Reactant)}$$

$$\Delta H^\circ_r = 178.5\ KJ/mol$$

$$(2 \quad \Delta G_r = \Delta H_r - T\,\Delta S_r$$

$$\Delta G_r = 130.82\ kj/mol$$

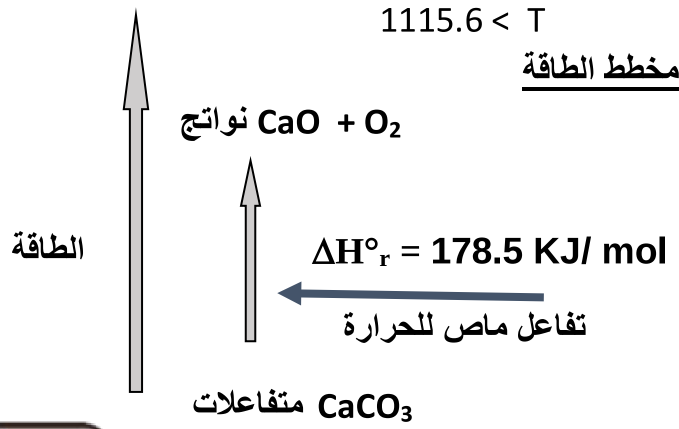
$$(3 \quad \Delta G_r = \Delta H_r - T\,\Delta S_r$$

$$- \quad = \quad + \quad < \quad -$$

$$178.5 < (T \times 0.16)$$

$$1115.6 < T$$

مخطط الطاقة



س 1- 14

التفاعلات الاتية عند $25\ C^{\circ}$

$$CCl_{4\ L} + H_{2\ g} \rightarrow HCl_g + CHCl_{3\ L} \quad \Delta H^{\circ}_r = -93.34\ KJ \ , \ \Delta G^{\circ}_r = -103.72\ KJ$$

$$3Fe_2O_3 \rightarrow 2\ Fe_3O_4 + 1/2O_2 \quad \Delta H^{\circ}_r = 235.8\ KJ \ , \ \Delta G^{\circ}_r = 195.7\ KJ$$

على فرض ان ΔH°_r و ΔS°_r لكلا التفاعلين لا تتاثران عند تغير بدرجة الحرارة جد :

أ - ΔG°_r للتفاعل الاول عند 65 C

ب - ΔG°_r للتفاعل الثاني عند 1000 K

الحل : بالنسبة للتفاعل الاول

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T \Delta S_r$$

$$-103.72 = -93.34 - 298 \times \Delta S_r$$

$$\Delta S_r = 0.0348\ KJ/K\ mol$$

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T \Delta S_r$$

عند 65c اي عند 338k $\quad \Delta G_r = -93.34 - 338 \times 0.0348 = -105\ kj$

بالنسبة للتفاعل الثاني

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T \Delta S_r$$

$$195.7 = 235.8 - 298 \times \Delta S_r$$

$$\Delta S_r = 0.134\ KJ/K\ mol$$

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T \Delta S_r$$

عند 1000 k $\quad \Delta G_r = 235.8 - 1000 \times 0.134 = 101.8\ kj$

س 1- 15

للتفاعل للتفاعل $3O_2 \rightarrow 2O_3$ عند 25C وضغط 1atm فيه S° لـ O_2 = 205 J/K.mol

وS° لـ O_3 = 239 J / K . mol و ان ΔG°_f لـ O_3 = 163 KJ/ mol احسب ΔH°_f لـ O_3

الحل

$3O_2 \rightarrow 2O_3$

صفر 163

$$\Delta G^{\circ}_r = \Sigma\ n\ \Delta G^{\circ}_f\ _{(Products)} - \Sigma\ n\ \Delta G^{\circ}_f\ _{(Reactant)}$$

$$\Delta G^{\circ}_r = [\ 2 \times 163\ ] - [\ 0.0\ ] = 326\ KJ$$

$$\Delta S^{\circ}_r = \Sigma n\ S^{\circ}_{(Prod)} - \Sigma n\ S^{\circ}_{(React)}$$

$$\Delta S^{\circ}_r = [\ 2 \times 239\ ] - 3 \times 205\ ] = -137\ J / K\ .\ mol$$

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T \Delta S_r$$

$$326 = \Delta H_r - 298 \times -137/1000$$

$$\Delta H_r = 285.2\ KJ$$

$$\Delta H^{\circ}_r = \Sigma\ n\ \Delta H^{\circ}_f\ _{(Products)} - \Sigma\ n\ \Delta H^{\circ}_f\ _{(Reactant)}$$

$$285.2 = [2 \times \Delta H^{\circ}_{f\ O_3}] - [\ 0.0]$$

$$\Delta H^{\circ}_{f\ O_3} = 142.6\ KJ/ mol$$

س - -16

احسب انثالبي التكوين القياسية للمركب $HPO_{3\,s}$ اذا اعطيت المعلومات الاتية

$$P_4O_{10\,s} + 4HNO_{3\,L} \rightarrow 4\,HPO_{3\,s} + 2N_2O_{5\,g} \quad \Delta H^\circ_r = -180\ KJ$$

$\Delta H^\circ_{f\ P4O10} = -2984\ KJ/mol$ $\Delta H^\circ_{f\ HNO3} = -174\ KJ/mol$ $\Delta H^\circ_{f\ N2O5} = -43\ KJ/mol$

الحل

$$\Delta H^\circ_r = \Sigma\, n\, \Delta H^\circ_{f\ (Products)} - \Sigma\, n\, \Delta H^\circ_{f\ (Reactant)}$$

$$\Delta H^\circ_r = [\,(4\Delta H^\circ_{f\ HPO3}) + (2\Delta H^\circ_{f\ N2O5})] - [\,(\Delta H^\circ_{f\ P4O10}) + (4\Delta H^\circ_{f\ HNO3})]$$

$$\Delta H^\circ_{f\ HPO3} = \frac{-180\ KJ\ \ -3594\ KJ}{4\ mol}$$

$$\Delta H^\circ_{f\ HPO3} = -\ 943.5\ \ kj / mol$$

س 1- 20

ما الفرق بين الحرارة النوعية والسعة الحرارية ؟ ما هي وحدات هاتين الكميتين ؟

الجواب

الحرارة النوعية : تمثل كمية الحرارة اللازمة لرفع حرارة كتلة غرام واحد من المادة درجة سيليزية واحدة ويرمز لها بالرمز (ج) ووحدتها هي $(J / g\,.\,C^\circ)$

اما السعة الحرارية فتمثل كمية الحرارة اللازمة لرفع حرارة كتلة مقدارها m من الغرامات درجة سيليزية واحدة ويرمز لها بالرمز C ووحدتها هي J / c°

س 1-21

ما الفرق بين الخواص المركزة والخواص الشاملة اعط امثلة لكل منهما ؟

الجواب

الخواص المركزة وتشمل جميع الخواص التي لا تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الضغط ودرجة الحرارة والكثافة والحرارة النوعية

اما **الخواص الشاملة** فتشمل جميع الخواص التي تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الكتلة والحجم والسعة الحرارية والانثالبي والانتروبي والطاقة الحرة .

س 1- 22

للتفاعل $2H_{2\,(g)} + O_2 \rightarrow 2H_2O_{(g)}$ احسب قيمة ΔS_r° للتفاعل بوحدات J / K mol علما ان

$\Delta H_f^0\ {}_{H2O} = -242\ kJ/mol$ $\Delta G_f^0\ {}_{H2O} = -228\ kJ/mol$

الحل

$$\Delta H^\circ_r = \Sigma\, n\, \Delta H^\circ_{f\ (Products)} - \Sigma\, n\, \Delta H^\circ_{f\ (Reactant)}$$

$$\Delta H^\circ_r = -\ 484\ KJ/mol$$

$$\Delta G^\circ_r = \Sigma\, n\, \Delta G^\circ_{f\ (Products)} - \Sigma\, n\, \Delta G^\circ_{f\ (Reactant)}$$

$$\Delta G^\circ_r = -\ 456\ KJ/mol$$

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T\,\Delta S_r$$

$$-\ 456 = -\ 484\ -\ 298 \times \Delta S_r$$

$$\Delta S_r = -\ 0.094\ kj / k\,.\,mol$$

س 1- 23

جد انثالبية التكوين القياسية لغاز الاثلين C_2H_4 اذا علمت ان انثالبية الاحتراق القياسية لكل من H_2 , C , C_2H_4 على التوالي مقاسة ب KJ/mol هي (-286 ، -394 ، - 1411)

الحل : نكتب معادلة تكوين C_2H_4

$$2C + 2H_2 \rightarrow C_2H_4$$

نكتب معادلات احتراق كل من H_2 , C , C_2H_4

$$H_2 + 1/2O_2 \rightarrow H_2O \qquad \Delta H^\circ_C = -286\ KJ/mol$$

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \qquad \Delta H^\circ_C = -394\ KJ/mol$$

$$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O \qquad \Delta H^\circ_C = -1411\ KJ/mol$$

نعيد ترتيب المعادلات الحرارية اعلاه لنحصل على معادلة تكوين الايثان

بضرب المعادلة × 2 $\quad 2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O \qquad \Delta H^\circ_r = -572\ KJ$

بضرب المعادلة × 2 $\quad 2C + 2O_2 \rightarrow 2CO_2 \qquad \Delta H^\circ_r = -788\ KJ$

بعكس المعادلة $\quad 2CO_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_4 + 3O_2 \qquad \Delta H^\circ_r = +1411\ KJ$

جمع

$$2C + 2H_2 \rightarrow C_2H_4 \qquad \Delta H^\circ_r = 51\ KJ$$

$$\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_f \times n$$

$$\Delta H^\circ_f = 51\ kj / mol$$

طريقة ثانية للحل

نكتب معادلات احتراق كل من H_2 , C , C_2H_4

$$H_2 + 1/2O_2 \rightarrow H_2O \qquad \Delta H^\circ_C = -286\ KJ/mol$$

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \qquad \Delta H^\circ_C = -394\ KJ/mol$$

نلاحظ ان احتراق مول واحد من الهيدروجين ينتج تكوين مول واحد من الماءومن عناصره الاساسية وباثبت صورها وان احتراق مول واحد من الكربون ينتج تكوين مول واحد من غاز CO_2 من عناصره الاساسية وباثبت صورها نستنتج ان

$$\Delta H^\circ_{f\ H2O} = -286\ KJ/mol$$

$$\Delta H^\circ_{f\ CO2} = -394\ KJ/mol$$

نكتب معادلة احتراق الاثلين و نجد ΔH°_f له

$$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O \qquad \Delta H^\circ_C = -1411\ KJ/mol$$

$$\Delta H^\circ_f \qquad 0 \qquad 2 \times -394 \qquad 2 \times -286$$

$$\Delta H^\circ_c = \Sigma\, n\, \Delta H^\circ_{f\ (Products)} - \Sigma\, n\, \Delta H^\circ_{f\ (Reactant)}$$

$$-1411 = [\,2 \times -394\,) + (\,2 \times -286\,)\,] - [\Delta H^\circ_{f\ C2H4}\,]$$

$$\Delta H^\circ_{f\ C2H4} = 51\ KJ/mol$$

س 1- 24

عند حدوث تفاعل كيميائي في مسعر سعته الحرارية الكلية تساوي $2.4\ kJ / c^{\circ}$ فان درجة حرارة المسعر ترتفع بمقدار $0.12\ C^{\circ}$ احسب التغير في الانثالبي لهذا التفاعل.

الحل

$$q_{kJ} = C_{KJ/C} \times \Delta T\ C^{o}$$

$$q = 2.4\ KJ/C^{o} \times 0.12\ C^{o}$$

$$q = 0.288\ KJ$$

ولان درجة حرارة المسعر ارتفعت بمعنى التفاعل باعث للحرارة أي $q = -\ 0.288\ KJ$

ولما كانت الحرارة المقاسة في المسعر الحراري تساوي التغير في الانثالبية اذن

$$\Delta H = q = -\ 0.288\ KJ$$

س 1- 25

احسب ΔH°_{f} لـ Fe_2O_3 من انثالبية التفاعلين الاتيين

$$2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2 \quad \Delta \mathring{H}_r = 3340\ kj$$

$$2Al + Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe + Al_2O_3 \quad \Delta \mathring{H}_r = -\ 853\ kj$$

الحل

نكتب معادلة تكوين Fe_2O_3

$$2Fe + 3/2\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3$$

نعيد ترتيب المعادلتين لايجاد معادلة تكوين اوكسيد الحديديك

$2Al + 3/2O_2 \rightarrow Al_2O_3 \quad \Delta \mathring{H}_r = -1670\ kj$ — **بعكس المعادلة وقسمتها على 2**

$2Fe + Al_2O_3 \rightarrow 2Al + Fe_2O_3 \quad \Delta \mathring{H}_r = +\ 853\ kj$ — **بعكس المعادلة**

جمـــع

$$2Fe + 3/2\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3 \quad \Delta H_r = \Delta H_f = -817\ kj/mol$$

س 1- 26

ما قيمة ΔS_r° لانصهار الجليد بحدات $j/ k . mol$ اذا علمت ان انثالبية التكوين القياسية للماء تساوي $-286\ kj/ mol$ وانثالبية التكوين القياسية للجليد تساوي $-292\ kj/ mol$ –

الحل

$$H_2O_{\ S} \rightarrow H_2O_{\ L}$$

$$\Delta H^{\circ} = \Sigma\ n\ \Delta H^{\circ}_{f\ (Products)} - \Sigma\ n\ \Delta H^{\circ}_{f\ (Reactant)}$$

$$\Delta H^{\circ} = [-286] - [-292] = 6\ KJ$$

$$\Delta H^{\circ} = 6\ kj \times \frac{1000\ j}{1\ kj} = 6000\ j$$

$$\Delta S_r^{\circ} = \frac{\Delta H^{\circ}}{T} = \frac{6\ 000}{273} = 22\ j/ k . mol$$

س 1- 28

اذاعلمت ان انثالبي احتراق كل من غاز CO و H_2 وCH_3OH بوحدات KJ/mol هي على التوالي (284- ,286- , 727-) احسب ΔH_r باستخدام قانون هيس للتفاعل الاتي :

$CO + 2H_2 \rightarrow CH3OH$

الحل / نكتب معادلات الاحتراق

1) $CO + 1/2\,O2 \rightarrow CO_2$ $\Delta H_C = -284$ KJ/mol

2) $H_2 + 1/2O_2 \rightarrow H_2O$ $\Delta H_C = -286$ KJ/mol

3) $CH_3OH + 3/2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ $\Delta H_C = -727$ KJ/mol

المعادلة المطلوب انثالبي تفاعلها $CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$

نجمع معادلة 1 مع مع معادلة رقم 2 بعد ضربها × 2 مع مقلوب معادلة 3

$CO + 1/2\,O_2 \rightarrow CO_2$ $\Delta H_r = -284$ KJ/mol

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ $\Delta H_r = -572$ KJ/mol

$CO_2 + 2H_2O + CH_3OH + 3/2O_2$ $\Delta H_r = +727$ KJ/mol

بالجمع

$CO + 2H_2 \rightarrow CH3OH$ $\Delta H_r = -129$ KJ/mol

س 1- 29

اذا تم حرق عينة كتلتها 1.5 g من حامض الخليك CH3COOH (M = 60 g / mol) بوجود كمية وافية من الاوكسجين وكان المسعر يحتوي على 750 g من الماء والحرارة النوعية للماء 4.2 J / k. c° فاذا ارتفعت درجة حرارة المسعر ومحتوياته من 24 c الى 28 c احسب كمية الحرارة التي يمكن ان تنبعث نتيجة احتراق مول واحد من الحامض على فرض ان السعة الحرارية للمسعر مهملة

الحل :

$\Delta T = T_f - T_i$

$= 28C^o - 24C^o = 4C^o$

$q_{(J)} = \varsigma_{(J/g.C)} \times m_{(g)} \times \Delta T$

$q = 4.2_{(J/g.C)} \times 750\,g \times 4C^o$

$q = -12600$ J لان الحرارة منبعثة

نجد كمية الحرارة لاحتراق مول واحد

$$n = \frac{m_g}{M_{g/mol}} = \frac{1.5\ g}{60\ g/mol} = 0.025\ mole$$

q	n
12600	0.025
X	1

$$X = \frac{-12600\ J}{0.025\ mole} = -504000\ J/mole$$

س 1- 30 : علل ما يأتي على ضوء علاقة كبس

1- عملية انصهار الجليد تلقائية بالظروف الاعتيادية

الجواب

ΔG = - لان العملية تلقائية

ΔH = + لان العملية ماصة للحرارة

ΔS = + لان العملية يصاحبها زيادة في العشوائية

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$- \quad\quad + \quad\quad +$$

$$- \;=\; + \;<\; -$$

العملية تلقائية لان قيمة $\Delta H < T\Delta S$

2 - لا يتحلل الماء الى عناصره الاولية بالظروف الاعتيادية

الجواب

ΔG = + لان العملية غير تلقائية

ΔH = + لان عملية التحلل ماصة للحرارة

ΔS = + لان العملية يصاحبها زيادة في العشوائية

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$+ \quad\quad + \quad\quad +$$

$$+ \;=\; + \;>\; -$$

العملية غير تلقائية لان $\Delta H > T\Delta S$

3 – يذوب غاز ثنائي اوكسيد الكبريت في الماء تلقائيا ويبعث حرارة اثناء عملية ذوبانه

الحل

ΔG = - لان عملية الذوبان تلقائية

ΔH = - لان عملية عملية الذوبان باعثة للحرارة

ΔS = - لان العملية يصاحبها نقصان في العشوائية

$$\Delta G = \Delta H - T$$

$$- \quad\quad - \quad\quad -$$

$$- \;=\; - \;>\; +$$

العملية تلقائية لان $\Delta H > T\Delta S$

4 - لاتتفكك كاربونات الكالسيوم بدرجات الحرارة الاعتيادية

ΔG = + لان العملية غير تلقائية

ΔH = + لان عملية التفكك ماصة للحرارة

ΔS = + لان العملية يصاحبها زيادة في العشوائية

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$+ \quad\quad + \quad\quad +$$

$$+ \;=\; + \;>\; -$$

العملية غير تلقائية لان $\Delta H > T\Delta S$

5 - تفكك أوكسيد الزئبق II يكون تلقائي دائما عند درجات الحرارة العالية ؟

الحل

- = ΔG لان العملية تلقائية

+ = ΔH لان العملية ماصة للحرارة

+ = ΔS لان العملية يصاحبها زيادة في العشوائية

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$- \quad + \quad +$$

$$- = + < -$$

العملية تلقائية برفع درجة الحرارة لان قيمة $T\Delta S$ السالبة تصبح اكبر من قيمة ΔH فتكون ΔG سالبة

6 – يتجمد الماء تلقائيا في درجات الحرارة المنخفضة جدا وليس بالظروف الاعتيادية

- = ΔG لان عملية الانجماد تلقائية

- = ΔH لان عملية الانجماد باعثة للحرارة

- = ΔS لان العملية يصاحبها نقصان في العشوائية

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$- \quad - \quad -$$

$$- = - > +$$

العملية تلقائية بخفض درجة الحرارة لان قيمة ΔH السالبة تصبح اكبر من $T\Delta S$ الموجبة فتكون ΔG سالبة

7- يتحلل الاوزون الى الاوكسجين تلقائيا بالظروف الاعتيادية

$$2O_3 \rightarrow 3\,O_2$$

- = ΔG لان عملية التحلل تلقائية

- = ΔH لان عملية التحلل باعثة للحرارة

+ = ΔS لان العملية يصاحبها زيادة في العشوائية

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$- \quad - \quad +$$

$$- = - \quad -$$

التحلل تلقائي لان ΔG سالبة دائما

8- بعض الاملاح تذوب في الماء تلقائيا بالرغم من العملية يصاحبها امتصاص حرارة

- = ΔG لان العملية تلقائية

+ = ΔH لان العملية ماصة للحرارة

+ = ΔS لان العملية يصاحبها زيادة في العشوائية

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$- \quad + \quad +$$

$$- = + < -$$

الذوبان تلقائي لان قيمة $T\Delta S$ السالبة اكبر من قيمة ΔH الموجبة فتكون ΔG سالبة

سلسلة سؤال وجواب في الثرموداينمك

س 1 / ما المقصود بالثرمو داينمك ؟
الجواب / وهو العلم الذي يهتم بدراسة الطاقة وتحولاتها من شكل الى اخر للاستفادة منها في مجالات الحياة وهو يفسر كثير من الظواهر منها :
1 – سبب حدوث التفاعلات الكيميائية.
2 – التنبؤ بحدوث التفاعلات الكيميائية والتحولات الفيزيائية .
3 –حدوث بعض التفاعلات تلقائيا واخرى لا تحدث ابدا بشكل تلقائي .
4 – سبب حدوث الطاقة المصاحبة للتفاعلات الكيميائية .

س2/ ما هي الظواهر التي يمكن للثرمو داينمك من تفسيرها ؟
الجواب : يفسر كثير من الظواهر منها :
1 – سبب حدوث التفاعلات الكيميائية.
2 – التنبؤ بحدوث التفاعلات الكيميائية والتحولات الفيزيائية .
3 – حدوث بعض التفاعلات تلقائيا واخرى لا تحدث ابدا بشكل تلقائي .
4 – سبب حدوث الطاقة المصاحبة للتفاعلات الكيميائية

س 3 / لا يستطيع علم الثرموداينمك ان يبين سرعة حدوث التغير . علل ذلك
الجواب : لان سرعة التفاعل من اهتمام علم الحركيات

س 4/ يمكن تقسيم الطاقة الى قسمين رئيسين هما 1 ....2...........
الجواب : 1 – الطاقة الكامنة 2 – الطاقة الحركية

س 5 / وحدة درجة الحرارة المستخدمة في الثرموداينمك هي .... ويمكن حسابها من درجة الحرارة السيليزية عن طريق العلاقة ....
الجواب : كلفن ، $T_K = C° + 273$

س 6 / عرف ما ياتي : -

القانون الاول في الثرموداينمك:
الطاقة لا تفنى ولا تخلق من عدم ولكن يمكن تحويلها من شكل الى اخر.

الجول :
هو الوحدة المستخدمة للتعبير عن الطاقة حسب النظام الدولي للوحدات ويعبرعنه $1\ J = 1\ Kg\ .\ m^2 / s^2$

النظام : هو جزء معين من الكون نهتم بدراسته ويتكون من المادة او المواد المشتركة في حدوث تغيرات فيزيائية او كيميائية محدود بحدود معينة قد تكون حقيقية او تخيليه ، وهو على ثلاثة انواع وهي النظام المفتوح والنظام المغلق والنظام المعزول.

المحيط :

مصطلح ثرموداينمكي يطلق على كل ما يحيط بالنظام ويؤثر عليه من تغيرات فيزيائية او كيميائية

النظام المفتوح :

النظام المفتوح هو النظام الذي تسمح حدوده بتبادل مادة النظام وطاقته مع المحيط مثل اناء معدني مفتوح يحتوي على ماء مغلي

النظام المغلق :

هو النظام الذي تسمح حدوده بتبادل الطاقة فقط ولا تسمح بتغيير كمية مادة النظام . مثل اناء معدني مغلق يحتوي على ماء مغلي

النظام المعزول:

هو النظام الذي لا تسمح حدوده بتبادل كل من مادة النظام وطاقته مع المحيط اي ان النظام لا يتاثر بالمحيط مثال ذلك الثرموس.

خواص النظام:
هي المتغيرات الفيزيائية التي يمكن ملاحظتها او قياسها مثل عدد مولا ت المادة او المواد في النظام والحالة الفيزيائية للمواد مثل الحجم والضغط ودرجة الحرارة.

س7 / ما المقصود بالحرارة ودرجة الحرارة ؟

الحرارة H : هي احد اشكال الطاقة الشائعة ويرمز لها بالرمز (q) و تنتقل تلقائيا من جسم درجة حرارته أعلى إلى جسم درجة حرارته اقل وتقاس على هيئة كمية من الطاقة ووحداتها هي J و KJ

درجة الحرارة T : هي مفهوم لقياس الطاقة الحرارية لجسيمات مادة معينة وتصف لنا شدة الحرارة ومن خلالها يمكن تحديد سريان الحرارة وعادة تقاس بدرجة الحرارة المطلقة K° .

س 8 / تتناسب الحرارة المفقودة أوالمكتسبة .... مع التغير في درجة الحرارة
الجواب : طرديـا

س 9 / ما المقصود بالسعة الحرارية والحرارة النوعية وما هي العلاقة بينهما ؟
الجواب :
السعة الحرارية C : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع حرارة كتلة مقدارها m من الغرامات من أي مادة درجة سيليزية واحدة ووحدة السعة الحرارية هي J / c°
أما الحرارة النوعية (ϛ) : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع حرارة كتلة غرام واحد من اي مادة درجة سيليزية واحدة ووحدة الحرارة النوعية هي J / g . c° وترتبط الحرارة النوعية بالسعة الحرارية بالعلاقة

$$C_{J/c} = ϛ_{J/g.c} \times m_{g}$$

س 10 / تقسم الخواص العامة للمواد الى 1 .... 2 ....
الجواب / خواص شاملة ، خواص مركزة

س 11 / ما المقصود بكل مما ياتي :

1 - الخواص الشاملة : وهي الخواص التي تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الكتلة والحجم والسعة الحرارية والانثالبي والانتروبي والطاقة الحرة

2 - الخواص المركزة : وهي الخواص التي لا تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الضغط ودرجة الحرارة والكثافة والحرارة النوعية . الخ

3 - الانثالبي H: وهي دالة حالة ثرموداينميكية وخاصية شاملة تمثل كمية الحرارة الممتصة او المنبعثة المقاسة بثبوت الضغط ويرمز لها بالرمز(H) ولا يمكن قياس قيمها المطلقة ويمكن قياس التغير الحاصل فيها.

4 - التغير في الانثالبي ΔH: وهي الحرارة الممتصة او المتحررة التي تصاحب تفاعل كيميائي او تغير فيزيائي في ظروف معينة من ضغط ودرجة حرارة

5 - انثالبي التفاعل القياسي ΔH_r°: هي الحرارة المنبعثة او الممتصة والتي تصاحب تفاعل كيميائي او تغير فيزيائي عند ظروف قياسية من ضغط 1atm و $25\ C^\circ$

6 - دالة الحالة :

هي الخاصية او الكمية التي تعتمد على الحالة الابتدائية للنظام قبل التغير والحالة النهائية للنظام بعد التغير بغض النظر عن الطريق أو المسار الذي تم من خلاله التغيير. امثلة : الانثالبي ، الانتروبي ، الطاقة الحرة ، درجة الحرارة ، الضغط ،

7 - دالة المسار :

هي خاصية او كمية تعتمد على الخطوات التي تم من خلالها التغير اضافة الى اعتمادها على الحالة الابتدائية والحالة النهائية للنظام مثل الحرارة و الشغل .

8 - الكيمياء الحرارية :

هو العلم الذي يهتم بدراسة الحرارة الممتصة والمنبعثة (تهتم بحساب الانثالبي) نتيجة التغيرات الكيميائية والفيزيائية .

س 12 / ما المقصود بالتفاعل الباعث للحرارة والتفاعل الماص للحرارة ؟

الجواب :

التفاعل الباعث للحرارة هو تفاعل كيميائي يصاحب حدوثه تحرر حرارة او طاقة حيث تكون طاقة المواد المتفاعلة اكبر من طاقة المواد الناتجة وتكون قيمة التغير في الانثالبي له سالبة .

التفاعل الماص للحرارة : هو تفاعل كيميائي يصاحب حدوثه امتصاص حرارة او طاقة حيث تكون طاقة المواد الناتجة اكبر من طاقة المواد المتفاعلة . وتكون قيمة التغير في الانثالبي له موجبة ،

س 13/ لا تعتبر الحرارة والشغل دالة حالة . علل

لانها تعتمد على المسار والخطوات التي تم من خلالها التغير اضافة الى اعتمادها على الحالة الابتدائية والحالة النهائية للنظام

س 14/ التفاعل الباعث للحرارة يحول الحرارة من .... الى .... وتكون قيمة ΔH له اقل من ....اما التفاعل الماصل فيحول الحرارة من .... الى ....وتكون قيمة قيمة ΔH له اكبر من ....

الجواب / النظام ، المحيط ، $\Delta H < 0$ ، المحيط . النظام ، $\Delta H > 0$

س 15 / الجهاز المستخدم في قياس انثالبي التفاعل يسمى ....
الجواب : المسعر الحراري

س16/ صف المسعر الحراري المستخدم لقياس انثالبي التفاعل عند ثبوت الضغط .
الجواب : هو عبارة عن جهاز معزول حراريا يستخدم لقياس حرارة التفاعل الممتصة او المنبعثة في التفاعل الكيميائي عند ثبوت الضغط ويتكون من وعاء التفاعل مغمور في كمية ثابتة من الماء موجود ة في وعاء معزول عزلا جيدا

س 17/ ما الاساس الذي تم فيه قياس انثالبي التفاعل في المسعر؟
الجواب : الاساس في ذلك هي العلاقة $q_{(j)} = \varsigma_{(J/g.C)} \times m_{(g)} \times \Delta T$ فاذا كان التفاعل باعثا للحرارة فان المسعر ومحتوياته يمتص كمية الحرارة المنبعثة من التفاعل اما اذا كان التفاعل ماصا للحرارة فان المسعر ومحتوياته يبعث نفس كمية الحرارة الممتصة من قبل التفاعل .

س 18 / ما نوع الدراسة التي يقدمها لنا المسعر الحراري ؟
الجواب / يستخدم لقياس كميات الحرارة المرافقة للتفاعلات الكيميائية سواء المنبعثة او الممتصة .

س 19 / ما هي انواع التفاعلات التي يستخدم فيها المسعر الحراري ؟
جواب/ يستخدم غالبا لقياس حرارة احتراق الموادالعضوية الصلبة اوالسائلة والتفاعلات الغازية عند حجم معين

س20 / يمكن اعتبار حرارة التفاعل المقاسة في المسعر هي الانثالبي . علل ؟
الجواب / لان الحرارة المقاسة في المسعر تكون بثبوت الضغط ولان الانثالبي مرتبطة بدراسة كميات الحرارة تحت ضغط ثابت عليه يمكن اعتبار حرارة التفاعل المقاسة في المسعر هي الانثالبي

س 21 / ما المقصود بالمعادلة الكيميائية الحرارية ؟
الجواب : هي معادلة كيميائية متوازنة تختلف كتابتها عن كتابة المعادلات الاخرى فهي تبين : قيمة واشارة انثالبي التفاعل.والحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة

س 22 / يستوجب ذكر الحالة الفيزيائية للمادة الداخلة في التفاعل والناتجة منه عند كتابة المعادلة الكيميائية الحرارية . علل
الجواب / لان كمية الحرارة المتحررة او الممتصة تتغير بتغير الحالة الفيزيائية لمواد التفاعل ..

س 23 / عند ضرب او قسمة طرفي المعادلة الحرارية بمعامل معين يجب ان تجري نفس العملية على قيمة الانثالبي . علل
ج / لان الانثالبي دالة حالة وخاصية شاملة تعتمد على كمية المادة الموجودة في التفاعل

س 24 / عرف مما ياتي :

1 - انثالبي التكوين القياسية : هي الحرارة المنبعثة او الممتصة واللازمة لتكوين مول واحد من مركب من عناصره الاساسية المتواجدة باثبت صورها في الظروف القياسية $25\ C^{o}$ وضغط 1 atm ويرمز لها بـ ΔH^{o}_{f}.

2 - انثالبي الاحتراق القياسية : هي التغير في الحرارة الذي يصاحب احتراق مول واحد من اي مادة حرقا تاما مع الاوكسجين عند الظروف القياسية عند درجة $25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm . ويرمز لها بـ ΔH^{o}_{c}

3 - التبخر vaporization : عملية تحول المادة من الحالة السائلة الى الحالة الغازية .

4 - التكاثف condensation عملية تحول المادة من الحالة الغازية الى الحالة السائلة .

5 - الانصهار fusion : هي عملية تحول المادة من الحالة الصلبة الى الحالة السائلة .

6 - الانجماد Crystallization عملية تحول المادة من الحالة السائلة الى الحالة الصلبة.

7 - انثالبي التبخر $\Delta H_{(vap)}$: هي الحرارة الممتصة واللازمة لتحويل مول واحد من المادة النقية من حالتها السائلة الى الحالة الغازية .

8 - انثالبي التكاثف $\Delta H_{(Cond)}$: هي الحرارة المنبعثة عند تحويل مول واحد من المادة النقية من حالتها الغازية الى الحالة السائلة .

9 - انثالبي الانصهار $\Delta H_{(fus)}$: هي الحرارة الممتصة واللازمة لتحويل مول واحد من المادة النقية من حالتها الصلبة الى الحالة السائلة

10 -انثالبي الانجماد $\Delta H_{crest)}$ هي الحرارة المنبعثة واللازمة لتحويل مول واحد من الحالة السائلة الى الحالة الصلبة

س 25/ اكمل العبارات الاتية

1- الكبريت المنشوري .... من الكبريت المعيني

2- الفسفور الابيض .... من الفسفور الاحمر

3- الحديد الصلب .... من الحديد السائل

4- الكرافيت .... من الماس

5- ΔH^{o}_{f} للعناصر الحرة وباثبت صورها تساوي ....

6- الشرطين الاساسيين ΔH^{o}_{r} ان تساوي ΔH^{o}_{f} هما ....

7- الشرط الاساسي ΔH^{o}_{r} ان تساوي ΔH^{o}_{c} هو ....

الاجوبة

1- اقل ثباتا 2 – اقل ثباتا 3- اثبت 4- اثبت 5 – صفر 6 – تكوين مول واحد من المادة ومن عناصرها الاولية وباثبت صورها 7 – احتراق مول واحد من المادة (عنصر او مركب) حرقا تاما في كمية وافية من غاز الاوكسجين

س26 / نلاحظ دائما ظهور كسور في المعادلة الكيميائية .علل
جواب / بسبب كتابة المعادلة الكيميائية التي تمثل تكوين مول واحد من المركب المراد تكوينه لذا نلجا الى تغيير مولات المواد المتفاعلة

س27 / وضح السبب ان انثالبي التفاعل القياسي للتفاعل التالي يساوي انثالبي التكوين القياسي . $\Delta H°_r$ =
$C_{(graphite)} + O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2\,(g)}$ - 394 KJ
الجواب / لانه يحقق الشرطين بتكوين مول واحد من CO_2 من عناصره الاساسية وباثبت صورها

س28 / وضح السبب ان انثالبي التفاعل القياسي للتفاعل التالي لا يساوي انثالبي التكوين القياسي $4\,Fe_{(s)}$
$+ 3O_{2\,(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)}$ $\Delta H°_r$ = - 1625KJ
الجواب / لان الناتج هو 2mole من Fe_2O_3

س 29 / ماذا تعني الظروف القياسية في الكيمياء الحرارية وماهي اوجه الاختلاف عن الظروف القياسية (STP) التي تستخدم في الغازات ؟
الجواب : الظروف القياسية في الكيمياء الحرارية هي درجة الحرة 25 C او 298 K وضغط 1atm اما الظروف القياسية في الغازات فهي درجة الصفرالسليزي($273\ K°$) وضغط 1 atm

س 30 / بين صدق العبارة الاتية مصححا اذا كانت خاطئة :

تكون انثالبي التبخر والانصهار ذات قيم موجبة بينما انثالبي التكثيف والانجماد ذات قيم سالبة
الجواب : العبارة صادقة

س 31 /هناك العديد من المركبات لايمكن تصنيعها بشكل مباشر من عناصرها .. علل
الجواب: لان التفاعل قد يسير ببطئ شديد او تكوّن مركبات جانبية غير مرغوب بها .

س 32/ يتم اللجوء الى قياس انثالبي التفاعل بطريقة غير مباشرة . علل
الجواب:لان هناك الكثير من المركبات لايمكن تصنيعها بشكل مباشر

س 33 / لا يمكن قياس الحرارة المنبعثة مباشرة عند احتراق الكرافيت مع الاوكسجين لتكوين غاز احادي اوكسيد الكربون ؟
ج / لان الناتج سيكون خليط من غازي ثنائي اوكسيد الكربون واحادي اوكسيد الكربون فمن المستحيل منع تكون غاز ثنائي اوكسيد الكربون

س 34 / عرف قانون هيس . ثم بين الحقيقة التي يعتمد عليها .
قانون هيس : عند تحويل التفاعلات الى نواتج فان التغير في انثالبي التفاعل هو نفسه سواء تم التفاعل في خطوة واحدة او في سلسلة من الخطوات .
ان الحقيقة التي يعتمد عليها قانون هيس هو ان انثالبي التفاعل دالة حالة تعتمد فقط على الحالة الابتدائية والحالة النهائية اي تعتمد على النواتج والمتفاعلات .

س 35 /ماالمقصود بالعمليات التلقائية ثم اعط مثالين لكل من العمليات التلقائية وغيرالتلقائية ؟
الجواب : العملية التلقائية أي عملية كيميائية او فيزيائية يمكن ان تحدث من تلقاء نفسها عند ظروف معينة دون تاثير من أي عامل خارجي ومن امثلتها سقوط الماء من اعلى الشلالات وذوبان السكر في الماء وعكس تلك العمليات صعود الماء الى اعلى الشلالات وتجمع السكر الى شكله الابتدائي هي عمليات غير تلقائية

س36 / بين العمليات التالية فيما اذا كانت تلقائية اوغير تلقائية ؟
1 - سقوط الماء من اعلى الشلال . 2 – انتقال الحرارة من الجسم الباردالى الجسم الحار 3 – ذوبان قطعة السكر في القهوة . 4 - انجماد الماء تحت الصفر المؤي
الجواب : 1 – تلقائي 2 – غير تلقائي 3 – تلقائي 4 – تلقائي

س37 / ما المقصود بالتفاعل التلقائي ؟
هو تفاعل يحدث من تلقاء نفسه عند ظروف معينة من درجة حرارة وضغط او تركيز ولا يمكن ان يجري بشكل تلقائي بالاتجاه المعاكس في ظل الظروف نفسها .

س38/ بيّن التفاعلات الاتية فيما إذا كانت تلقائية ام غير تلقائية :
1 – صدأ الحديد بوجود الرطوبة والاوكسجين .
2 – تفاعل غاز الهيدروجين مع هيدروكسيد الصوديوم ليتكون فلز الصوديوم والماء

الجواب : 1 – تفاعل تلقائي 2 – تفاعل غير تلقائي

س39 / الانثالبي لاتستطيع تحديد تلقائية التفاعل او التحول من عدمهما . علل ذلك
الجواب / لان هناك تفاعلات او تحولات ماصة للحرارة ومع ذلك تكون تلقائية كما ان هناك تفاعلات باعثة للحرارة ولكنها غير تلقائية

س 40 / ضع كلمة صح او كلمة خطأ امام العبارات التالية مصححا الخطأ ان وجد :

1 – يمكن القول ان اي تفاعل تلقائي يجب ان يكون باعثا للحرارة . .... ج / خطأ

لايمكن القول لان هناك تفاعلات تلقائية ماصة للحرارة

2 – تفاعلات التعادل بين الحوامض والقواعد تلقائية باعثة للحرارة ... ج / صح

3 – يمكن القول انه من الممكن حدوث تفاعل ماص للحرارة تلقائيا .... ج / صح

س 41/ عرف الانتروبي .

دالة ثرموديناميكية تصف الى اي مدى تصل درجة لا انتظام النظام اي انها مقياس للعشوائية (لا انتظام النظام) يرمز لها بالرمز S ووحدتها هي J/K.mol

س 42 / تكون انتروبي الحالة الغازية اكبر من انتروبي الحالة السائلة والاخيرة اكبر من انتروبي الحالة الصلبة . علل
الجواب : وذلك لان طاقة التشتت في الحالة الغازية اكبر مما عليه في الحالة السائلة وبالتالي فان جزيئات الغاز تكون اقل انتظاما مما عليه في الحالة السائلة . وكذلك يمكن القول ايضا ان طاقة التشتت في الحالة السائلة اكبر مما عليه في الحالة الصلبة وبالتالي فن جزيئات السائل تكون اقل انتظاما مما عليه في الحالة الصلبة .

س 43 / تحدث الزيادة في انتروبي النظام نتيجة ....
الجواب : للزيادة في طاقة التشتت

س 44 / لا يمكن ان تقاس القيمة المطلقة للانتروبي .. علل
ج / كونها دالة حالة تعتمد قيمتها على الحالة الابتدائية والحالة النهائية

س 45 / تقود عملية الانصهار الى زيادة في الانتروبي علل
ج / لان الذرات او الجزيئات عند الانصهار تبدأ بالحركة خارج الشبكة البلورية بعد ان كانت محصورة في مواقع ثابتة مما يزيد من عشوائيتها لذا يحدث انتقال في الطور من الانتظام الى اللاانتظام يصاحبه زيادة في الانتروبي .

س 46 / تقود عملية التبخر الى زيادة في الانتروبي . علل
جواب / في عملية التبخر تكون الذرات او الجزيئات في الحالة السائلة في حالة تجاذب قوي ومنتظمة بنظام هيكلي وعند التبخر فانها تتحرك خارج النظام الهيكلي للماء مما يزيد من عشوايتها لذا يحدث انتقال من الانتظام الى اللاانتظام يصاحبه زيادة في الاتروبي .

س 47/ان الانتروبي في عملية التبخر اكبر من تلك التي في عملية الانصهار . علل
جواب / لان الذرات او الجزيئات في الطور الغازي تنتشر بشكل عشوائي لملئ فراغات جميع الحيز الذي تتواجد فيه .

س 48 /تقود العمليات التي تجري في المحلول دائما الى زيادة في الانتروبي . علل
ج / عند ذوبان المادة الصلبة (السكرمثلا) في الماء ينكسر النظام الهيكلي المنتظم لها (المذاب) وكذلك جزء من الانتظام الهيكلي للماء (المذيب) وعليه سيكون للمحلول لا انتظام اكثر مما للمذيب النقي والمذاب النقي معا .

س 49 /عند اذابة مادة صلبة ايونية فالزيادة في الانتروبي تحصل نتيجة عاملين هما :
1 .... 2 ....

ج / 1 - عملية تكوين المحلول (خليط المذاب مع المذيب) 2 - تفكك المركب الصلب الى ايونات

س 50 / كيف تتغير انتروبي النظام للعمليات التالية ؟

أ – تكثيف بخار الماء .

جواب / في عملية التكثيف تكون جزيئات الماء في الحالة الغازية اكثر لا انتظاما وعند التكثيف فانها تقترب من بعضها بنظام هيكلي اكثر انتظاما مما يقلل من عشوائيتها لذا يحدث انتقال من اللاانتظام الى الانتظام يصاحبه نقصان في الانتروبي

ب – تكوّن بلورات من السكر في محلول فوق مشبع .

جواب / في عملية تكوّن البلورات تكون جزيئات السكرفي حالة اكثر لا انتظاما وعند التبلور فانها تقترب من بعضها بنظام هيكلي اكثر انتظاما مما يقلل من عشوائيتها لذا يحدث انتقال من اللاانتظام الى الانتظام يصاحبه نقصان في الانتروبي

ج – تسخين غاز الهيدروجين من 20 C الى 80 C .

الجواب / التسخين يزيد من الحركات الانتقالية والدورانية للجزيئات مما يؤدي الى زيادة عشوائيتها فتزداد الانتروبية

د – تسامي اليود الصلب .

الجواب / تكون ذرات اليود في الحالة الصلبة في حالة تجاذب قوي ومنتظمة بنظام هيكلي وعند التسامي فانها تتحرك خارج نظامها الهيكلي مما يزيد من عشوائيتها لذا يحدث انتقال من الانتظام الى اللاانتظام يصاحبه زيادة في الانروبي.

س 51 / التسخين يزيد الانتروبي . علل

ج / لان التسخين يقود الى 1 - زيادة الحركات الانتقالية للجزيئات 2 – زيادة الحركات الدورانية والاهتزازية 3 – ازدياد انواع الطاقات المرتبطة جميعها بالحركة الجزيئية وعليه فان التسخين يزيد من عشوائية النظام لذا تزدادالانتروبية

س 52/ ما المقصود بطاقة كبس ؟
هي القوة المسيرة للتفاعلات الكيميائية و التحولات الفيزيائية وهي دالة الحالة التي تحدد تلقائية أو لا تلقائية العمليات في الطبيعة وتصف الطاقة العظمى التي يمكن الحصول عليها من قياس التغير في الانثالبي والتغير في الانتروبي بثبوت درجة حرارة والضغط وعندما تكون قيمتها موجبة ($\Delta G > 0$) يكون التفاعل او التحول غير تلقائي وعندما تكون قيمتها سالبة ($\Delta G < 0$) يكون التفاعل او التحول تلقائيا اما اذا كانت قيمتها تساوي صفر ($\Delta G = 0$) يكون عندها التفاعل او التحول في حالة اتزان .

س 53 / تعد طاقة كبس الحرة مؤشرا حقيقيا لتلقائية التفاعلات من عدمها .. علل

الجواب : لانها تتيح لنا التنبؤ بتلقائية التفاعلات من عدمها بشكل ابسط من الاعتماد على استخدام قيم الانثالبي والانتروبي كلا على انفراد وذلك من خلال تحديد اشارتها فاذا كانت موجبة تعني ان التفاعل او التحول غير تلقائي واذا كانت سالبة تعني ان التفاعل تلقائي واذا كانت تساوي صفر فان التفاعل او التحول في حالة اتزان .

س 54 / عرف مما ياتي : -

طاقة كبس الحرة القياسية للتفاعل $\Delta G°_r$: هي التغير في الطاقة الحرة القياسية للتفاعل عندما يجري تحت ظروف قياسية (1 atm , 25C) .

طاقة كبس الحرة للتكوين القياسية $\Delta G°_f$: مقدار الطاقة الحرة القياسية عند تكوين مول واحد من المادة وبأثبت صورها تحت الظروف القياسية (1 atm , 25C) ووحدتها هي KJ/ mol

س 55 / قيمة $\Delta G°_f$ للعناصر الحرة وباثبت صورها =............ (ج / صفر)

س56 / لكي تكون العملية تلقائية بغض النظر عن تاثير درجة الحرارة يجب ان تكون قيمة

Δ H .... و Δ s ...... (ج / اصغر من صفر ، اكبر من صفر ، تساوي صفر)

س57/ يكون التفاعل تلقائيا على الاغلب اذا كانت قيمة Δ s موجبة .(القيمة الموجبة لـ Δ s تساعد على جعل قيمة ΔG سالبة) . علل .

الجواب : وسبب ذلك يعود الى وجود Δ s ضمن الحد (TΔ S -) في علاقة كبس

س 58 / ما هما العاملان المؤثران على تلقائية التفاعلات حسب علاقة كبس ؟

الجواب : 1 – يتجه التفاعل الى الحالة التي تكون فيها الانثالبي اقل ما يمكن وتكون التلقائية اكثر احتمالا اذا كانت قيمتها سالبة أي أن التفاعل باعث للحرارة .

2 – يتجه التفاعل الى الحالة التي يكون فيها الانتروبي اعلى ما يمكن وتكون التلقائية اكثر احتمالا اذا كانت قيمتها موجبة .

س 59 / اذكر العوامل (الحالات) التي تؤثر على اشارة قيمة ΔG في علاقة كبس .

الجواب :

اولا : اذا كان كل من Δ S و Δ H قيما موجبة فستكون ΔG سالبة عندما يكون الحد TΔ S اكبر بالمقدار من Δ H . وتكون ΔG موجبة عندما يكون الحدTΔ S اقل بالمقدار من Δ H

ثانيا : اذا كان كل من Δ S و Δ H قيما سالبة فستكون ΔG موجبة عندما يكون الحدTΔ S اكبر بالمقدار من Δ H . وتكون ΔG سالبة عندما يكون الحد Δ H اكبر بالمقدار منTΔ S .

ثالثا : اذا كانت Δ S قيمة سالبة و Δ H موجبة فان ΔG موجبة دائما ولا تاثير لدرجة الحرارة على لا تلقائية التفاعل او التحول

رابعا : اذا كانت Δ S قيمة موجبة و Δ H سالبة فان ΔG سالبةدائما ولا تاثير لدرجة الحرارة على تلقائية التفاعل او التحول .

س 60 / لكي تكون العملية تلقائية بغض النظر عن تاثير درجة الحرارة يجب ان تكون قيمة Δ H .... و Δ S .... (اصغر من صفر ، اكبر من صفر ، تساوي صفر)

الجواب : Δ H اصغر من صفر و ΔS اكبر من صفر

س61/ان قيمة ΔS_{vap} لاغلب السوائل عند درجة غليانها تساوي قيمة ثابتة هي ....

الجواب / 85 j / k . mol

سؤال خارجي : تحديات اثرائية خارجية في الثرموداينمك /

1 - هناك تفاعلات باعثة للحرارة واخرى ماصة . علل

2 - عدم تأثر Δ H و Δ S بالعامل المساعد. علل ..

3 - تعتبر قياسات حرارة الاحتراق نافعة جداً . علل .

4 - يصحب ذوبان بعض المواد في الماء انخفاض درجة حرارة الإناء بينما يصحب ذوبان البعض الأخر انبعاث حرارة . علل .

5 - زيادة درجة الحرارة للنظام تعتبر إحدى الوسائل لزيادة الانتروبية . علل

6 - يلجأ إلى اعتماد قانون هيس لايجاد حرارة التفاعل .

7 - يتم اللجوء الى قياس حرارة التفاعل بدون استخدام المسعر الحراري علل

8 - هناك اهمية كبيرة لمعرفة فيما اذا كان التفاعل ماصا او باعثا للحرارة علل

9 - المركبات التي يصاحب تكوينها انبعاث طاقة حرارية تكون اكثر استقرارا .

10 - تكون التفاعلات تلقائية عندما تكون قيم طاقاتها الحرة لتفاعلاتها سالبة .

الاجوبة /

1 – لان هناك تفاعلات تكون فيها طاقة المواد المتفاعلة اكبر من طاقة المواد الناتجة فتكون باعثة للحرارة . وهناك تفاعلات تكون فيها طاقة المواد الناتجة اكبر من ظاقة المواد المتفاعلة فتكون ماصة للحرارة .

2 - لان كل منهما يعتبر دالة حالة ولا تعتمد على الخطوات الوسطية التي يظهر فيها تأثير العامل المساعد.

3 - لأنها تفيد في إيجاد إنثالبية التكوين لبعض المركبات المعقدة والتي يصعب إيجادها من تفاعل عناصرها الأولية .

4 - لان الطاقة المصروفة لكسر الأواصر في التركيب البلوري لهذا النوع من المواد اكبر من الطاقة المنبعثة نتيجة إحاطة جزيئات الماء للايونات . عليه فالعملية تكون مصحوبة بامتصاص حرارة .

5 - لان زيادة درجة الحرارة تسبب زيادة في الطاقة الحركية لجزيئات أو ذرات النظام مما يؤدي إلى حصول تغير نسبي في انتظام توزيعها أي زيادة في العشوائية .

6 - لعدم إمكانية الحصول على حرارة التفاعل مباشرة ولعدم إمكانية حساب كمية الحرارة المنبعثة عند احتراق بعض المواد .

7 - كون هناك العديد من المركبات لا يمكن الحصول عليها بشكل مباشر من عناصرها بسبب ان التفاعل قد يسير ببطء شديد او تكوّن مركبات جانبية غير مرغوبة .

8 - من اجل اتخاذ الاجراءات الازمة لضمان استمرار التفاعل عن طريق ازالة الحرارة اذا كان التفاعل باعثا للحرارة او تزويده بها اذا كان ماصا للحرارة

9 - لان انثالبي تكوينها اقل من انثالبي عناصرها المكونة لها .

10 - الجواب لان الطاقة الحرة للمتفاعلات اكبر من الطاقة الحرة للنواتج

اسئلة اثرائية حول الثرموداينمك

س 1 / تم حرق الميثان ($M = 16\ g/mol$) حرقا تاما في الاوكسجين باعثا حرارة مقدارها $890\ KJ/mol$ في الظروف القياسية 1- اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية لهذا التفاعل
2 - احسب انثالبية احتراق 5 mol من غاز الميثان

س 2 / احسب درجة الحرارة التي تجعل التفاعل التالي تلقائيا $CaCO_{3\,s} \rightarrow CaO_{s} + CO_{2\,g}$
إذا علمت أن $\Delta H = +178.3\ kj/mol$ و $\Delta S = +160\ j/k.mol$ لهذا التفاعل .

س 3 / ما هي الحالات التي يمكن من خلالها التعرف على لا تلقائية التفاعل في ضوء علاقة كبس ؟

س 4 / اذا اضيفت كتلة من معدن معين مقدارها 25 g عند درجة حرارة $90\ C^{\circ}$ الى 50 g من الماء عند درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ فان درجة حرارة الماء ترتفع الى $30\ C^{\circ}$ فاذا علمت ان الحرارة النوعية للماء $4.2\ J/g\ .\ C$ احسب الحرارة النوعية للمعدن

س 5 / إذا كانت ΔG تساوي صفر فإن التفاعل يكون في حالة اتزان .. علل

س 6 / احسب كمية الحرارة المنبعثة عندما يتكون 400 Kg من الامونيا حسب التفاعل الغازي التالي عند ظروف ثابتة $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3 \quad \Delta H_r^{\circ} = -92\ KJ/mol \quad (M_{NH_3} = 17\ g/mol)$

س7 / يتسامى اليود تلقائياً عند درجات الحرارة الاعتيادية . فسر ذلك في ضوء علاقة كَبس ؟

س 8 / إذا علمت أن ΔH_f° لـ $Fe_2O_3 = -822\ KJ/mol$ احسب حرارة احتراق الحديد في التفاعل
$4Fe_{s} + 3\,O_2 \rightarrow 2\,Fe_2O_{3\,s}$

س 9 / إحسب حرارة التفاعل $2Al + Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$ إذا علمت أن حرارة احتراق الالمنيوم هي $-837.5\ kJ/mol$ و إنثالبية تكوين أوكسد الحديد الثلاثي هي $-882\ kj/mol$ ج = 793

س10 /يصحب ذوبان بعض المواد في الماء انخفاض درجة حرارة الإناء بينما يصحب ذوبان البعض الأخر انبعاث حرارة . علل

س11 / احسب حرارة احتراق 8 g من CH_4 ($M = 16\ _{g/mol}$) إذا علمت أن انثالبية تكوينه $-74\ kj/mol$ وحرارة احتراق كل من الكربون والهيدروجين هي -393.5 , -285 مقدرة بـ kj/mol \ ج -444.75

س12 / زيادة درجة الحرارة للنظام تعتبر إحدى الوسائل لزيادة الانتروبية . علل .

س13 / قيمة ΔS سالبة لتفاعل فيه Δn سالبة . علل .

س14 / إذا كان التفاعل باعثاً للحرارة وتصاحبه زيادة في الانتروبية فأنه يجب أن يكون تلقائياً . علل .

س15 / يتحول التفاعل $PbO_{2\,s} \rightarrow PbO_{s} + 1/2O_2$ الماص للحرارة من غير تلقائي في درجة الحرارة الاعتيادية إلى تلقائي في درجات الحرارة الاعلى . فسّر ذلك في ضوء علاقة كبس .

س 16 / تزداد عملية تبخر الماء بازدياد درجة الحرارة كيف تفسر ذلك في ضوء علاقة كبس . علل

س/17 للتحول $H_2O_L \rightarrow H_2O_s$ وجد أن $\Delta H = 6$ kj/mol = 6 كج \ مول و $\Delta S = 22$ j /k.mol

احسب ΔG في 250 K و 27 C° مرة أخرى . ثم بين في أي الدرجتين يكون تحول الجليد إلى سائل تلقائياً (على افتراض أن قيمتي ΔH و ΔS لا تتأثران بدرجة الحرارة) . ج / 0.5 , 0.6 -

س 18/ في الربيع وعند الصباح نلاحظ تكوّن قطرات من الندى على أوراق الشجر . فسر ذلك في ضوء كَبس

س 19/ يتحول التفاعل من تلقائي إلى لا تلقائي عند التبريد فان إشارة ΔH ...... و ΔS ..... و ΔG .....

س 20 / بيّن وفق المعلومات آلاتية هل يمكن إنتاج CO_2 في التفاعل $CO_2 + C \rightarrow 2CO$ ولماذا ؟

$\Delta G^\circ_f CO = -137$ KJ/ mol ، $\Delta G^\circ_f CO_2 = -394$ kj/ mol ج \ يمكن

س 21 /على ضوء التفاعل $2C_2H_5OH + 13/2\ O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O \quad \Delta H_r^\circ = -2752$ KJ/mol

ما مقدار الارتفاع في درجة حرارة 1 kg من الماء (حرارته النوعية = 4.2 J/ g.c°) موضوع في مسعر حراري تم فيه حرق 0.92 g من الايثانول (M = 46 g/mol)

س/22 وجد ان k_p للتفاعل الغازي $CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$ يساوي 5.6×10^{35} احسب $\Delta G^\circ_f COCl_2$

علما ان $\Delta G^\circ_f CO = -137$ KJ/ mol

س 23 : ما هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة من الحديد من C° 40 إلى 80 C علماً بأن السعة الحرارية لكتلة الحديد هي 222 J / C ؟ ج : J 8880

س24 : تم تبريد 50 g من الماء من 40 C° الى 20 C° احسب كمية الحرارة المفقودة علما ان الحرارة النوعية للماء 4.2 J/g . c° ج : 4200 J -

س25 : قطعة من الحديد كتلتها 6 g سخنت من 20 C الى 120 C . فاذا اضيفت نفس كمية الحرارة الممتصة الى 6 g من الالمنيوم عند 20 C . احسب درجة حرارة الالمنيوم النهائية ثم بين ايهما يسخن اكثر؟ (استعن بالجدول 1-1 ص 9)

س 26 / تم تفاعل كيميائي في مسعر حراري فانبعثت حرارة مقدارها 10500 J وقد سبب ارتفاعا في حرارة المسعر الى 26.13 C° فاذا علمت ان السعة الحرارية للنظام = 26.6KJ / C° احسب درجة حرارة المسعر الابتدائية . (ج / C ° 25.735)

س 27 / وضعت كمية من الميثانول مقدارها 3.2 g داخل حجرة احتراق المسعر الحراري مع كمية من غاز الاوكسجين وملئ الفراغ بين حجرة الاحتراق وجدار وعاء المسعر بكمية من الماء مقدارها 300g عند درجة 25 C° صعق المزيج بتيار كهربائي وقيست درجة الحرارة بعد انتهاء التفاعل بشكل كامل فوجد ان درجة حرارة الماء = 32.2 C° احسب كمية الحرارة المرافقة لاحتراق مول واحد من الميثانول(M 32g/mol) (ج/ KJ / mol 90.720 -)

س28 / اذا علمت ان حرارة احتراق مول واحد من الايثانول (M = 46 g/mol) تساوي 1376 KJ . فما مقدار الارتفاع في درجة حرارة 1kg من الماء (حرارته النوعية = 4.2 J/g.c) موضوع في مسعر حراري تم فيه حرق 0.92 g منه   ج / 6.5 C °

س29 / تم حرق عينة من لا فلز كتلتها 8 g في مسعر حراري يحتوي على 2 K g من الماء (الحرارة النوعية للماء 4.2 J / k. c°) وكان الارتفاع في درجة الحرارة 8.5 C ° احسب الكتلة المولية لهذا العنصر . اذا علمت ان الحرارة التي يبعثها احتراق مول واحد منه تساوي 285600 J   ج / 32

س30 / احسب حرارة احتراق الميثان من $2CH_4 + 4O_2 \rightarrow 2CO_2 + 4H_2O \; \Delta H = -1780.7kj$

سؤال واجب / اذا علمت ان انثالبي انجماد الماء النقي 6 KJ/ mol - احسب انثالبي انصهار الماء ؟

س31 / اذا علمت ان الحرارة الممتصة لمول واحد من الماء السائل لتحويله الى بخار = 44 KJ / mol

احسب الحرارة المنبعثة لتكثيف 4 مولات من بخار الماء.

س32 / احسب حرارة احتراق الإيثان من حرارة احتراق كل من الكربون والهيدروجين وحرارة تكوين الإيثان والتي تساوي على الترتيب (-393.5 , -285 , -85) مقدرة بـ kj/ mol.

س33/ احسب $\Delta \mathring{H}_f$ لـ NO_2 إذا علمت أن $\Delta \mathring{H}_c$ لـ N_2 و NO هي 180 kj/ mol , -57kj/ mol على الترتيب

س34 / إذا علمت أن حرارة إحتراق الايثان C_2H_6 تساوي 1560 kj/mol – وحرارة إحتراق الاثلين C_2H_4 تساوي 1430 kj/ mol - وأن $H_2 + 1/2\, O_2 \rightarrow H_2O \quad \Delta \mathring{H}r = 286$ kj/ mol احسب حرارة التفاعل $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$

س35/ إذا علمت أن حرارة احتراق كل من غاز CO و H_2 و سائل الميثانول هي -284 , -286 , -727 مقدرة بـ kj/ mol احسب حرارة التفاعل $CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$ ج / -129

س36/ احسب إنثالبية تفكك SnO من انثالبية احتراق كل من

$Sn_s + O_2 \rightarrow SnO_{2\,s} \quad \Delta\, °Hc = -580.8kj/mol$

$SnO_s + 1/2O_2 \rightarrow SnO_{2\,s} = \Delta\, °Hc = -294.8kj/mol$ ج / +286

س37/ احسب إنثالبية تكوين اوكسيد الحديديك من حرارة التفاعلين الاتيين

$2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2 \quad \Delta \mathring{H}_r = 3352kj$

$2Al + Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe + Al_2O_3 \quad \Delta \mathring{H}_r = -847kj$ ج/ –829

س38/ احسب إنثالبية تحول مول واحد من الكبريت ألمعيني إلى الكبريت ألمنشوري إذا علمت أن حرارة احتراق كل من الكبريت ألمعيني والمنشوري هي 295 kj/ mol - , 296- على التوالي ج / + 1

س39/ إذا علمت أن حرارة احتراق البيوتان C_4H_{10} تساوي 2878.5 kj/mol - عندما يعطي CO_2 وبخار الماء ولكنها تساوي 3098.5kj/mol – عندما يعطي CO_2 والماء السائل احسب حرارة تبخر الماء ج / 44

س40 / احسب حرارة التكوين القياسية للاستلين C_2H_2 من عناصره الاساسية اذا اعطيت المعادلات الحرارية التالية

$C_{(graphite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H°_r = -394\ KJ$ 1

$H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta H°_r = -286\ KJ$ 2

$2C_2H_{2(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$ $\Delta H°_r = -1697Kj$ 3

ج / 225.5 kJ / mol

س41 : على ضوء المعلومات المبينة ادناه احسب انثالبي التفاعل المعبرعنه في المعادلة الثانية

1.......... $C_2H_6 + 7/2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3H_2O$ $\Delta H°_r = -1560\ KJ$

2.............. $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$ $\Delta H°_r = ????\ KJ$

3........................ $H_2 + 1/2\ O_2 \rightarrow H_2O$ $\Delta H°_r = -286\ KJ$

4 .... $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$ $\Delta H°_r = -156\ KJ$

الجواب : -1430 KJ

س 42 / يحترق البروبان C_3H_8 (M = 44 g/ mol) حرقا تاما في الهواء وتنطلق منه حرارة مقدارها 2219 KJ/mol . اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية . ما مقدار الحرارة الناتجة من حرق 100 g من الغاز

ج / 5037.13 -

س 43 / باستخدام قانون هيس احسب حرارة التفاعل $C_2H_{4\ g} + H_2O_{\ L} \rightarrow C_2H_5OH_{\ L}$ اذا علمت ان $\Delta H°_{f\ H2O} = -285.8$ و $\Delta H°_{f\ C2H4} = -52.3$ و $\Delta H°_{f\ C2H5OH} = -277.7$ مقدرا بـ kj/mol

ج / 44.2 -

س 44 : عند تكوين 1.6 g من غاز الميثان CH_4 (M = 16 g/ mol) من عناصره الاساسية تحررت طاقة مقدارها 7.5 KJ وعند الظروف القياسية . احسب انثالبي التكوين للميثان .

ج / -75 kj/ mol

س 45 : اذا علمت ان انثالبي تكوين $CaCl_2$ (M = 111 g/ mol) تساوي 795 kj/ mol – احسب الطاقة المتحررة نتيجة تكوين 22.2 g منه ومن عناصره الاولية وتحت الظروف القياسية .

ج / 159 KJ –

س 46 / يجري تفاعل الثرميت الذي يتضمن الالمنيوم واوكسيد الحديد (III) كالاتي :

$2Al_{(s)} + Fe_2O_{3\ (S)} \rightarrow Al_2O_{3\ (s)} + 2Fe_{(l)}$ $\Delta H°_r = -824\ KJ$ اذا علمت ان

$\Delta H°_{f\ (Fe2O3)} = -822KJ/mol$, $\Delta H°_{f\ (Al2O3)} = -1670KJ/mol$ احسب انثالبي التكوين للحديد السائل

ج : 12 KJ / mol

س47 : احسب حرارة التكوين القياسية للاستلين C_2H_2 من عناصره الاساسية اذا علمت ان حرارة احتراق كل من الكرافيت والهيدروجين والاستلين هي 394 KJ / mol - , 286 KJ / mol - , 1301 - KJ / mol , وعلى الترتيب

ج : 227 kJ/mol +

س 48 : احسب $\Delta H°_f$ لغاز CO اذا علمت ان حرارة تفككه هي 394 KJ/mol + وان حرارة التفاعل
$CO + 1/2O_2 \rightarrow CO_2$ $\Delta H°_r$ = - 283 KJ ج / 111-

س49 / عند حرق 1.6 g من الميثان (M = 16 g/ mol) انبعثت حرارة مقدارها 89.015 kj
احسب $\Delta H°_f$ للميثان علماً أن $\Delta H°_f$ لكل من H_2O و CO_2 وعلى التوالي 286- , 393.5 – KJ/mol
ج / 75.35 -

س 50/ إذا علمت أن $\Delta H°_f$ لكل من الايثانال والماء و ثنائي أوكسيد الكربون هي وعلى الترتيب
-393.5 , -286 , - 194 kj/mol
احسب حرارة التفاعل $C_2H_5OH + 1/2O_2 \rightarrow CH_3\text{-}CO\text{-}H + H_2O$ من حرارة التفاعل
$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$ $\Delta H°_r$ = - 1366 kj ج / 201 -

س 51 : اشرح بوضوح
1 – كيف تتغير انتروبي النظام عند تسخين سلك من النحاس من 25 C الى 80 C ؟
2 – تنبأ فيما اذا كان التغير في الانتروبي اكبر او اصغر من الصفر للتفاعل $NH_{3\,g} + HCl_g \rightarrow NH_4Cl_s$
3 – كيف تتغير انتروبي النظام عند اذابة كمية من حامض الهيدروكلوريك في الماء ؟
4 – هل يصاحب جميع العمليات التلقائية زيادة في الانتروبي ؟ ولماذا ؟

س 52 / احسب الطاقة الحرة القياسية للتفاعل التالي عند الظروف القياسية(1 atm , 25C) ثم بين هل يحدث التفاعل تلقائيا ام لا يحدث $CH_{4\,(g)} + 4O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O_L$ اذا علمت ان $\Delta G°_f$ لكل من CH_4 , CO_2 , H_2O وعلى الترتيب تساوي 51 KJ/ mol - , 394KJ/mol - , 237 KJ/ mol-
ج / 817 KJ/ mol -

س 53 / اذا علمت ان الطاقة الحرة القياسية التي تصاحب التفاعل التالي تساوي 6496 KJ/ mol – وان $\Delta G°_f$ لكل من H_2O , CO_2 تساوي وعلى الترتيب 394KJ/mol - , 237 KJ/ mol- احسب $\Delta G°_{f\ C6H6}$.
$C_6H_{6\,L} + 15/2\ O_2 \rightarrow 6CO_2 + 3H_2O\ L$ ج / 173KJ/ mol+

س 54/ للتفاعل الغازي $H_2O + CO \rightarrow CO_2 + H_2$ وبالاستعانة بالمعلومات في الجدول المرفق
احسب $\Delta S_r°$ و $\Delta H_r°$ ثم بين هل يجري التفاعل تلقائيا

المادة	$\Delta G_f°$ KJ/ mol	°S J/K.mol
H_2O	- 228	189
CO	- 137	198
H_2	0	131
CO_2	- 394	214

$\Delta H_r°$ = - 41.561 , $\Delta S_r°$ = - 0.042 والتفاعل تلقائي

س 55 : التفاعل التالي $2CO_{(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + C_{(s)}$ احسب انتروبي غاز CO_2 من المعلومات الآتية ، مبينا هل ان التفاعل تلقائي ؟ ماصا للحرارة ام باعثا للحرارة ؟

المادة	ΔG°_f kj / mol	ΔH°_f kj / mol	S° J/ K.mol
CO	- 137.3	- 110.5	198
CO_2	- 394.4	- 393	?
C	0	0	6

الجواب : 213 J/ K.mol التفاعل تلقائي وباعث للحرارة

س 56 : احسب ΔS_{fus} بوحدات J/ K mol لانصهار الجليد عندما يكون في حالة توازن مع سائله علماً أن ΔH_{fus} = 6 KJ/ mol . ج / 22 J/ K mol

س 57 / إذا علمت أن ΔH_{vap} البنزين هي 31.14 KJ/ mol وان ΔS يساوي 88.2 j/ mol .k . فاحسب درجة غليانه عند الاتزان مع سائله ج / 80 C

س 58 : تبخر الماء لا يحدث تلقائيا على ضوء علاقة كبس إذا كانت..................

$\Delta ST > \Delta H$ ، <u>$\Delta ST < \Delta H$</u> ، $\Delta ST = \Delta H$

س 59 : التفاعل الغازي $2NO_2 \rightarrow N_2O_4$ بين في ضوء علاقة كبس هل يحصل هذا التفاعل في درجات حرارة عالية أم واطئة ج / واطئة

{ليس المهم أن نكتب بل المهم أن نعي ما نكتبه}

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود
A.M.Z

الفصل الثاني
الاتزان الكيميائي

الفرع التطبيقي

جابر اليوسف

رحلة التفوق في السادس @

التفاعلات الانعكاسية والتفاعلات غير الانعكاسية :-

تنقسم التفاعلات الكيميائية حسب اتجاه تفاعلها الى :

اولا : التفاعلات غير الانعكاسية (تامة): هي التفاعلات التي يتم فيها استهلاك تام لاحد او جميع المواد المتفاعلة ولا يكون للمواد الناتجة عند ظروف التفاعل نفسها القدرة ان تتفاعل لتكوين المواد التي تكونت منها ويؤشر لها بسهم واحد. مثل

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

$$H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

ثانيا : التفاعلات الانعكاسية (غير تامة): هي تفاعلات تحدث باتجاهين متعاكسين بظروف التفاعل نفسها حيث يتم فيها تحول المواد المتفاعلة الى نواتج في بداية التفاعل ثم تميل النواتج للتفاعل مع بعضها وتكوين المواد التي تكونت منها مرة اخرى ويؤشر ذلك بسهمين متعاكسين $\rightleftharpoons$. مثل

$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ **تفاعل كيميائي انعكاسي**

$CaCO_{3\,s} \rightleftharpoons CaO_{\,s} + CO_{2\,g}$ **(في نظام مغلق)**

$H_2O_{(L)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$ **تغير فيزيائي انعكاسي (في نظام مغلق)**

التفاعلات الانعكاسية المتجانســــــــة وغير المتجانسة

التفاعلات الانعكاسية المتجانســــــــة :

هي التفاعلات التي تكون فيها جميع المواد المتفاعلة والناتجة من طور واحد كأن تكون جميعها غازات أو سوائل أو صلبة .

$$CH_3COOH_L + C_2H_5OH_L \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5\,L} + H_2O_{\,L}$$

$$N_{2g} + 3H_{2g} \rightleftharpoons 2NH_{3g}$$

$$Zn_{(s)} + S_{(s)} \rightleftharpoons ZnS_{(s)}$$

التفاعلات الانعكاسية غير المتجانســــة :

هي التفاعلات التي تكون موادها المتفاعلة والناتجة بأكثر من طور . مثل.

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2\,(g)}$$

$$2Hg_{\,L} + O_{2\,g} \rightleftharpoons 2HgO_{\,s}$$

التفاعلات الانعكاسية وحالة التوازن

أصطلح على التفاعل الذي يتم من اليسار نحو اليمين بالتفاعل الامامي واصطلح على التفاعل الذي يتم من اليمين نحو اليسار بالتفاعل الخلفي . في بدء التفاعل الانعكاسي يكون التفاعل الامامي سريعا لتكوين النواتج. وعند زيادة تركيز النواتج تبدأ النواتج بالتفاعل مع بعضها لتكوين المتفاعلات ، وهكذا يستمر التفاعل باتجاهين متعاكسين الى ان يصل الى حالة معينة تصبح فيها سرعة التفاعل الامامي R_f تساوي سرعة التفاعل الخلفي R_b و تسمى هذه الحالة بحالة الاتزان .

الاتزان الكيميائي :

هو حالة اتزان ديناميكي يصل اليها التفاعل الانعكاسي عندما تصبح سرعة التفاعل بكلا الاتجاهين متساوية فتكون تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة ثابتة دون تغير مالم يحدث تغيير على ظروف التفاعل لذا يبدو التفاعل في تلك الحالة قد توقف

.

سؤال / حالة الاتزان في التفاعلات الانعكاسية حالة ديناميكية غير متوقفة . علل .

ج/ لان التفاعل مستمر وفي كلا الاتجاهين(الامامي والخلفي) بالمقدرة والسرعة نفسها ، أي في الوقت الذي يكون تفاعل أمامي يكون هناك وفي الوقت نفسه تفاعل عكسي .

سؤال : تظهر التفاعلات الانعكاسية التي تصل الى حالة الاتزان كأنها متوقفة . علل

ج / لان حالة الاتزان الكيميائي هي حالة اتزان ديناميكي حركي وليست حالة اتزان استاتيكي (ساكن) اي ان التفاعل مستمر وفي كلا الاتجاهين بالمقدرة والسرعة نفسها

سؤال / تتوقف بعض التفاعلات تماماً ، بينما تظهر أخرى وكأنها متوقفة ، علل .

ج/ تتوقف بعض التفاعلات لأنها تفاعلات غير انعكاسية تحدث باتجاه واحد لتكوين النواتج وتستمر إلى أن يتم استهلاك تركيز إحدى أو جميع المواد ولا تميل النواتج للتفاعل ثانية .

أما التي تظهر وكأنها متوقفة لأنها تفاعلات انعكاسية تحدث باتجاهين اتجاه امامي واخر خلفي وتصل إلى حالة توازن ديناميكي تصبح فيه سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل الخلفي .

حالة الاتزان وقانون فعل الكتلة

وجد عمليا إن لكل تفاعل انعكاسي حالة اتزان خاصة به. والتي توجد بها علاقة محددة بين تراكيز المواد الناتجة من التفاعل والداخلة في التفاعل .

حيث يتصف التفاعل الانعكاسي المتزن بأن :

اولا : معدل سرعة التفاعل الامامي = معدل سرعة التفاعل الخلفي

ثانيا : تراكيز المواد الناتجة والمتفاعلة عند الاتزان تراكيز ثابتة ما لم يحدث تغير على الظروف التي يتم عندها التفاعل .

ويطلق على العلاقة بين سرعة التفاعل الكيميائي وتراكيز المواد قانون فعل الكتلة

قانون فعل الكتلة

عند ثبوت درجة الحرارة فان سرعة التفاعلات الكيميائية في أي اتجاه كان تتناسب طردياً مع حاصل ضرب التراكيز الفعّالة للمواد المتفاعلة كل منها مرفوع إلى أُس يساوي عدد المولات الموضوع امام كل مادة في المعادلة الموزونة .

وعند تطبيق قانون فعل الكتلة على التفاعل التالي فإن :

$$CO_{(g)} + Cl_{2\,(g)} \underset{K_b}{\overset{K_f}{\rightleftharpoons}} COCl_{2\,(g)}$$

سرعة التفاعل الامامي $R_f = K_f\,[CO]\,[Cl_2]$

سرعة التفاعل الخلفي $R_b = K_b\,[COCl_2]$

ثابت الاتزان $K\,eq$

لو اخذنا التفاعل الانعكاسي المتزن $3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

$$2NH_3 \underset{K_b}{\overset{K_f}{\rightleftharpoons}} 3H_2 + N_2$$

$R_f = K_f\,[NH_3]^2$ و $R_b = K_b\,[H_2]^3\,[N_2]$

$$R_b = R_f$$

$$K_f\,[NH_3]^2 = K_b\,[H_2]^3\,[N_2]$$

وبالترتيب نحصل

$$\frac{K_f}{K_b} = \frac{[H_2]^3\,[N_2]}{[NH_3]^2}$$

العلاقة بين ثابت الاتزان K_{eq} وثابتي سرعتي التفاعل الامامي والخلفي

$$K_{eq} = \frac{K_f}{K_b}$$

مثال 2- 1 للتفاعل المتزن الاتي

$$N_{2\,g} + 3H_{2\,g} \underset{K_b}{\overset{K_f}{\rightleftharpoons}} 2NH_{3\,g}$$

وجد ان ثابت سرعة التفاعل الامامي K_f يساوي 0.11 وثابت سرعة التفاعل الخلفي K_b يساوي 0.05 احسب ثابت الاتزان للتفاعل .

الحل

$$K_{eq} = \frac{K_f}{K_b} = \frac{0.11}{0.05} = 2.2$$

تمرين 2 – 1

تفاعل ما ثابت اتزانه k_{eq} يساوي 4.24 وان ثابت سرعة التفاعل الخلفي k_b = 0.02 احسب ثابت سرعة التفاعل الامامي k_f

الحل

$$K_{eq} = \frac{K_f}{K_b} \Longrightarrow 4.24 = \frac{K_f}{0.02} \Longrightarrow K_f = 0.0848$$

وعند قياس التراكيز بالمولارية فان K eq يرمز لها K_C ويعرف بثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية .

ثابت الاتزان K c :

هو حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة إلى حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة عندالتوازن كل منها مرفوع إلى أس يساوي عدد المولات التي تظهر فيه تلك المادة في المعادلة المتوازنة وهو قيمة ثابتة بثبوت درجة الحرارة .

وعند ما تقاس المواد الغازية بدلالة ضغوطها الجزئية يرمز لثابت اتزانها بالرمز K_P ، ويعرف بثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية .

ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية K_p

هو حاصل ضرب الضغوط الجزئية للغازات الناتجة إلى حاصل ضرب الضغوط الجزئية للغازات المتفاعلة عند الاتزان كل منها مرفوع إلى أس يساوي عدد المولات التي تظهر فيه تلك المادة في المعادلة المتوازنة ، وهو قيمة ثابتة بثبوت درجة الحرارة .

مثال /عبر عن ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية للتفاعل الغازي الاتي $2HBr \rightleftharpoons H_2 + Br_2$ الحل $K_p = \frac{P_{H2}\ P_{Br}}{P^2_{HBr}}$	**س/ يمكن التعبيرعن ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية .علل** ج / لانه يمكن التعبير عن تركيز الغاز بدلالة ضغطه الجزئي والذي من السهل قياسه اكثر من قياس تركيزه المولاري

ملاحظة

عند التعبير عن ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية K_p للتفاعلات غير المتجانسة ، تحذف المواد الصلبة والسائلة النقية عند الكتابة لان تركيزها يبقى ثابتا مهما تغيرت كمياتها حتى وان تغير الحجم ، لان النسبة بين كميتها الى الحجم تبقى ثابتة .

كيفية التعبير عن ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية K_c

ناخذ المثال التالي $3A_g + B_g + F_L \rightleftharpoons 2C_g + 1/2\ D_s$

دائما نكتب العلاقة على ضوء المعادلة المكتوبة حيث نكتب حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة (التي تقع يمين السهمين المتعاكسين) في البسط ونعبر عنها بالرمز [ ] بينما نكتب حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة (التي تقع يسار السهمين) في المقام. اما الاسس التي تظهر اعلى التراكيز [ ] فتمثل مولات كل مادة في معادلة الاتزان . كما موضح ادناه

$$K_C = \frac{[C]^2}{[A]^3[B]}$$

لاحظ اهملنا كتابة تراكيز كل من المادة F السائلة وتركيز المادة D الصلبة كون تركيزيهما ثابتا لا يتغير عند وصول التفاعل الى حالة الاتزان .

ملاحظات : عند التعبير عن ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية

1 – اذا تضمنت المعادلة محلول aq ومادة في حالتها الغازية ومادة سائلة نقية L نهمل المادة السائلة

2 – اذا تضمنت المعادلة مواد بشكل محاليل aq وغازات g فنكتب تراكيزها ولا نهمل اي مادة منها

3 – اذا تضمنت المعادلة مواد جميعها بشكل سائل L فنكتب تراكيزها جميعا في علاقة ثابت الاتزان

4 اذا تضمنت المعادلة مواد بشكل غازات ومواد سائلة L نهمل تركيز المادة السائلة

كيفية التعبير عن ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية K_p

نكتب العلاقة على ضوء المعادلة المكتوبة حيث نكتب حاصل ضرب الضغوط الجزئية للغازات (التي تقع يمين السهمين المتعاكسين) في البسط بينما نكتب حاصل ضرب الضغوط الجزئية للغازات المتفاعلة (التي تقع يسار السهمين) في المقام. اما الاسس التي تظهر اعلى الضغوط فتمثل مولات كل مادة في معادلة الاتزان . كما موضح ادناه

سؤال / عبر عن ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية K_p للتفاعلات التالية

1 – $N_{2\,g} + 3H_{2\,g} \rightleftharpoons 2NH_{3\,g}$

2 – $CaCO_{3\,s} \rightleftharpoons CaO_s + CO_{2\,g}$

الحل

(1) $K_p = \frac{P^2_{NH3}}{P_{N2}\ P^3_{H2}}$ ، (2) $K_p = P_{CO2}$

مثال 2-3

اكتب ثوابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية للتفاعلات التالية :

1..................... $3H_{2\,g} + N_{2\,g} \rightleftharpoons 2NH_{3\,g}$

2...................... $2Hg_L + O_{2\,g} \rightleftharpoons 2HgO_s$

الحل

(1) $K_P = \frac{P^2_{NH3}}{P^3_{H2}\ .\ P_{N2}}$ (2) $K_P = \frac{1}{P_{O2}}$

ملاحظة : ان رقم (1) في العلاقة الثانية لا يشير الى قيمة الضغط الجزئي للمادة الصلبة لان قيمة .ضغط المادة الصلبة اصبح ضمن قيمة ثابت الاتزان كما هو موضح في الاشتقاق التالي ..

$$K_{eq} = \frac{P^2_{HgO}}{P_{O2}\ P^2_{Hg}} \Longrightarrow P^2_{HgO} = K_{eq}\, P^2_{Hg}\, P_{O2}$$

بالترتيب

$$1 = \frac{K_{eq}\, P^2_{Hg}\, P_{O2}}{P^2_{HgO}} \Longrightarrow 1 = \frac{K_{eq}\, P^2_{Hg}}{P^2_{HgO}}\, P_{O2} \Longrightarrow 1 = K_P\, P_{O2}$$

$$K_P = \frac{1}{p_{o2}}$$

حساب ثابت الاتزان K_C

- قبل البدء بحل المسائل المتعلقة بحساب ثابت الاتزان لا بد من ملاحظة النقاط الاتية :

1- إذا كان حجم إناء التفاعل هو لتر واحد او اقل او اكثر من لتر فان

$$M = \frac{n\ mol}{V\ L}$$

ويمكن اعتبار عدد المولات تمثل التركيز المولاري اذا كان حجم الاناء يساوي لتر واحد .

2 - و خلاف ما ورد في النقطة اعلاه نفرض حجم الاناء (V) ثم نجد قيمته او يختزل عند اجراء الحسابات

3- عندما تعطى كميات المواد بالغرامات لابد من تحويلها إلى التركيز المولاري عن طريق العلاقة :

$$M = \frac{m}{M \times V_L}$$

4 - تراكيز المواد المعطاة في السؤال لا تتغير اعتماداً على عدد مولاتها التي تظهر في المعادلة سواء كان ذلك قبل التفاعل أو عند الاتزان .

كيفية حل المسائل

الحالة الاولى : (عند الاتزان) تعطى تراكيز مولارية او ضغوط جزئية للمواد الناتجة والمتفاعلة عند الاتزان ويطلب k_c او k_p وقد يطلب تركيز او ضغط جزئي لاحد المواد عند الاتزان ويعطي k_c او k_p

مثال :

جد قيمة k_{eq} للتفاعل التالي عند درجة 100 C $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ اذا علمت ان التراكيز لمواد التفاعل عند حصول حالة الاتزان هي كالاتي $[\ N_2O_4\ ] = 0.002\ M$, $[\ NO_2] = 0.017\ M$

الحل :

$$K_{eq} = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} \Longrightarrow K_{eq} = \frac{[0.002]}{[0.017]^2} = 6.92$$

مثال / التفاعل الغازي $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ في حالة اتزان ما هو التركيز الذي يجب أن يكون عليه غاز الأوكسجين لكي يكون تركيز ثنائي أوكسيد النتروجين مساويا إلى تركيز أوكسيد النتروز ؟ علما أن $K_c = 5 \times 10^5$

الحل/

$2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ عند الاتزان $\alpha = [NO] = [NO_2]$

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2\,[O_2]} \Longrightarrow 5 \times 10^5 = \frac{1}{[O_2]}$$

$[O_2] = 2 \times 10^{-6}$ M

سؤال / التفاعل الغازي $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ وجد أن الضغوط الجزئية عند الاتزان للغازات SO_2 و SO_3 و O_2 هي وعلى الترتيب 0.5atm، 0.25atm ، 0.16atm احسب K_P

الحل

$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

$$K_P = \frac{P^2_{SO3}}{P^2_{SO2}\ P_{O2}} \Longrightarrow K_P = \frac{[0.25]^2}{[0.5]^2 \times [0.16]} = 1.56$$

الحالة الثانية : (قبل التفاعل) تعطى تراكيز مولارية او ضغوط جزئية ابتدائية للمواد المتفاعلة فقط وتكون قيمة ثابت الاتزان معلومة والمطلوب تراكيزها او ضغوطها عند التوازن

ملاحظـــــات

1- ان أي تفاعل انعكاسي يمر بثلاث مراحل للوصول الى حالة الاتزان كما هو موضح في المخطط الاتي

	H_2	I_2	$2HI$
تراكيز او ضغوط ابتدائية (قبل بدء التفاعل)	2	2	0
التغير في التراكيز او الضغوط عند بدء التفاعل	- X	- X	+2X
تراكيز او ضغوط عند وصول التفاعل الى حالة الاتزان عند الاتزان	2-X	2 – X	2X

مرحلة التراكيزاو الضغوط الابتدائية: و تأتي عادة في المسألة بتعبير وضع ، أدخل ، سخن ، تفاعل ، مزج
مرحلة التغير الحاصل بالتراكيز او الضغوط الجزئية عند بدء التفاعل: وعادة يأتي في المسائل بصيغ مختلفة مثلا المستهلك ، المتفاعل ، المنحل ، المتفكك ، مقدار الانخفاض ، ازداد بمقدار وغيرها من العبارات التي نفهم منها تغير في التركيز الابتدائي .
مرحلة وصول التفاعل الى حالة التوازن : وتأتي في المسائل بصيغ مثلا عند حالة الاتزان ، وجد ان المتبقي ، الاناء يحتوي على ... ، خليط الاتزان ..

2- لإيجاد مقدار التغير (X) نصيغ علاقة رياضية نربط فيها (X) في المخطط والمعلوم في السؤال وهذا الربط يكون إما عن طريق المرحلة الثانية مقدار التغير(X) أو عن طريق المرحلة الثالثة حالة التوازن أو عن طريق علاقة ثابت التوازن.
3- ان الاشارة السالبة تعني استهلاك في التركيزاو الضغوط بينما الاشارة الموجبة تعني تكوين تراكيز .. باعتبار ان التفاعل امامي باتجاه النواتج . وهذه الحالة تنطبق على جميع المسائل التي يكون فيها التركيز او الضغط الابتدائي للمواد الناتجة يساوي صفر مولاري .

مثال 2-2
في احد التجارب العملية ادخل 0.625 mole من غاز N_2O_4 في وعاء سعته 5 L فتفكك الغاز حسب التفاعل التالي وبدرجة حرارة معينة وعند وصول التفاعل حالة الاتزان وجد ان تركيز N_2O_4 المتبقي يساوي 0.025 mol/ L احسب K_c لهذا التفاعل $N_2O_{4\,g} \rightleftharpoons 2NO_{2\,g}$
الحل

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.625\ mol}{5\ L} = 0.125\ mol/L$$

	N_2O_4 $\rightleftharpoons$	$2NO_2$
تراكيز ابتدائية	0.125	0
التغير في التراكيز	- X	+2X
تراكيز عند الاتزان	0.125 - X	2X

$\Downarrow$
0.025

$0.125 - X = 0.025 \Longrightarrow X = 0.1\ mol/L$

$[NO_2] = 2 \times 0.1 = 0.2\ mol/L$

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{[0.2]^2}{0.025} = 1.6$$

A.M.Z

تمرين 2-3

للتفاعل الاتي $2HBr_{g} \rightleftharpoons H_{2\,g} + Br_{2\,g}$ وضع في اناء حجمه لتر واحد 0.4 mole من كل من H_2 و Br_2 بدرجة حرارة $425\ C^{o}$ احسب تراكيز المواد التي تكون خليط الاتزان اذا علمت ان ثابت الاتزان K_C يساوي 0.25

الحل

	$H_{2\,g}$	$+ Br_{2\,g}$	$\rightleftharpoons 2HBr_{g}$
التراكيز الابتدائية	0.4	0.4	0.0
التغير في التراكيز	- X	- X	+2X
التراكيز عند الاتزان	0.4 - X	0.4 – X	2X

$$K_C = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]} \Rightarrow 0.25 = \frac{(2X)^2}{(0.4 - X)^2}$$

وبجذر طرفي المعادلة وحلها نحصل على قيمة X

$X = 0.08\ mol / L$

وبتعويض قيمة X نحصل تراكيز الاتزان

$[HBr] = 0.16\ mol/L$

$[H_2] = [Br_2] = 0.32\ mol/L$

مثال 2-3

في التفاعل الغازي الاتي $H_{2\,g} + I_{2\,g} \rightleftharpoons 2HI_{g}$

خلط 0.5 mole من H_2 و 0.5 mole من I_2 في وعاء حجمه لتر وعند درجة 450 C وصل التفاعل الى حالة الاتزان فوجد ان ثابت الاتزان لهذا التفاعل يساوي 5.29 احسب تراكيز المواد التي تمثل مزيج الاتزان .

$\sqrt{5.29} = 2.3$

$$[H_2] = [I_2] = \frac{0.5\ mole}{1\ L} = 0.5\ mole/L$$

	$H_{2\,g}$	$+ I_{2\,g}$	$2HI_{g}$
التراكيز الابتدائية	0.5	0.5	0.0
تغير في التراكيز	-X	- X	+2X
التراكيز عند الاتزان	0.5 – X	0.5 – X	2X

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \qquad 5.29 = \frac{[2X]^2}{[0.5 - X]^2}$$

وبجذر الطرفين وحل المعادلة نحصل على قيمة X

$X = 0.267\ mol / L$ اذن التراكيز عند الاتزان

$[H_2] = [I_2] = 0.5 - 0.267 = 0.233\ mol/L$

$[HI] = 2 \times 0.267 = 0.534\ mol/L$

مثال 2 – 4 : للتفاعل الغازي الاتي $2SO_{3\,g} \rightleftharpoons 2SO_{2\,g} + O_2$ وفي وعاء مغلق حجمه لتر واحد وجد ان ضغط غاز SO_3 قبل تفككه يساوي 3 atm عند درجة حرارة معينة بلغ التفاعل حالة الاتزان فوجد ان الضغط الكلي لخليط الغازات يساوي 4 atm احسب K_P للتفاعل عند الاتزان

الحل :

$$2SO_{3\,g} \rightleftharpoons 2SO_{2\,g} + O_{2\,g}$$

	$2SO_3$	$2SO_2$	O_2
ضغوط ابتدائية	3	0.0	0.0
التغير في الضغوط	- 2X	+2X	+X
الضغوط عند الاتزان	3 -2X	2X	X

$$P_T = P_{SO_3} + P_{SO_2} + P_{O_2}$$

$$4 = (3-2X) + 2X + X \Longrightarrow X = 1\ atm$$

عند الاتزان $P_{SO_3} = 1\ atm$

عند الاتزان $P_{SO_2} = 2\ atm$

عند الاتزان $P_{O_2} = 1\ atm$

$$K_P = \frac{P^2_{SO_2}\ P_{O_2}}{P^2_{SO_3}} = \frac{(2)^2\ (1)}{(1)^2} = 4$$

تمرين 2-4 : للتفاعل الغازي $2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$ وضع في اناء حجمه لتر 0.8 mol من غاز CO_2 وبدرجة حرارة معينة وعند وصول الفاعل حالة الاتزان وجد ان ربع كمية الغاز قد تفككت . احسب K_C

الحل : حجم الاناء لتر اذن عدد المولات = التركيز

$$2CO_2 \rightleftharpoons 2CO + O_2$$

	$2CO_2$	$2CO$	O_2
قبل التفاعل	0.8	0	0
التغير في التراكيز	-2X	+2X	+X
التراكيز عند الاتزان	0.8 – 2X	+2X	+X

المتفكك من CO_2 $2X = 0.8 \times 1/4 = 0.2\ M$

اذن $X = 0.1\ M$

تصبح التراكيز عند الاتزان

$[O_2] = 0.1\ M$	$CO = 0.2\ M$	$CO_2 = 0.6\ M$

$$K_C = \frac{[CO]^2\ [O_2]}{[CO_2]^2} = \frac{(0.2)^2 \times (0.1)}{(0.6)^2} = 0.011$$

سؤال / سخن 1.4 mol من الغازات Br_2 و H_2 إلى درجة معينة حتى وصل التفاعل $2HBr \rightleftharpoons H_2 + Br_2$ حالة التوازن فإذا علمت ثابت اتزان التفاعل بدلالة التراكيز المولارية = 0.25 ما عدد المولات الناتجة والمتبقية عند الاتزان ؟

الحل : من المعادلة المتوازنة يظهر ان عدد المولات الناتجة تساوي مجموع عدد المولات المتفاعلة وعليه نفضل التعويض في علاقة ثابت الاتزان بدلالة عدد المولات للمواد بسبب اختزال الحجم عند الحل .

$$H_2 + Br_2 \rightleftharpoons 2HBr$$

	H_2	Br_2	$2HBr$
التراكيز الاولية	1.4	1.4	0.0
التغير في التراكيز	- X	- X	2X
التراكيز عند الاتزان	1.4 – X	1.4 – X	2X

$$K_C = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]} \Longrightarrow 0.25 = \frac{[2X/\cancel{V}]^2}{[1.4 - x/\cancel{V}]^2}$$

وبأخذ الجذر التربيعي لطرفي المعادلة نحصل على

$$0.7 - 0.5X = 2X \Longrightarrow X = 0.28 \text{ mole}$$

عدد مولات HBr عند الاتزان $= 2X = 0.56$ mole

عدد مولات H_2 , Br_2 عند الاتزان $= 1.4 - X$

$= 1.4 - 0.28 = 1.12$ mole

سؤال / تم خلط كمية (مولات) من B ضعف كمية A في إناء حجمه لتر وعند وصول التفاعل حالة الاتزان $A+B \rightleftharpoons C$ وجد أن المتبقي من A = 2 mole و $K_C = 1/6$ احسب التراكيز الأصلية لكل من A وB .

الحل : بما ان حجم الاناء = لتر اذن عدد المولات يمثل التركيز المولاري

نفرض تركيز A = α مولاري اذن تركيز B = 2 α

$$A + B \rightleftharpoons C$$

	A	B	C
التراكيز قبل التفاعل	α	2α	0.0
التغير في التراكيز	-X	- X	+X
عند الاتزان	α– X	2α - X	X

عند الاتزان $[A] = α - X = 2$

$α = 2 + X$ ---------- 1

عند الاتزان $[B] = 2α - X$

$[B] = 2(2+X) - X \Longrightarrow [B] = 4 + X$

عند الاتزان $[C] = X$

$$K_C = \frac{[C]}{[A][B]} \Longrightarrow 1/6 = \frac{[x]}{2 \times (4 + x)}$$

$X = 2$ بالتعويض في معادلة 1 نحصل على

$α = 4$ اذن $[A] = 4$ M و $[B] = 8$ M

سؤال / التفاعل $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ وضع 0.6 mole من كل من H_2 و I_2 في إناء سعته 2 L وبعد وصول التفاعل حالة الاتزان وجد أن ثابت الاتزان $K_C = 16$ احسب تراكيز خليط الاتزان

$$M = \frac{n \ mol}{V \ L} \Rightarrow M = \frac{0.6 \ mol}{2 \ L} = 0.3 \ mol/L$$

	H_2	+	I_2	$\rightleftharpoons$	$2HI$
تراكيز ابتدائية	0.3		0.3		0
التغير في التراكيز	- x		-x		+2x
تراكيز عند الانتزان	0.3- x		0.3 – x		2x

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \Rightarrow 16 = \frac{[2X]^2}{[0.3 - x]^2}$$

و بأخذ الجذر التربيعي لطرفي المعادلة نحصل على ان $X = 0.2 \ M$

عند الاتزان ان $[HI] = 2X = 0.4 \ M$ و $[H_2], [I_2] = 0.3 - X = 0.1 \ M$

الحالة الثالثة - تعطى تراكيز مولارية او ضغوط جزئية ابتدائية لمواد متفاعلة ويعطى تركيز او ضغط عند الاتزان والمطلوب ايجاد K_P او K_C

مثال/ تفاعل مول واحد من حامض الخليك مع مول واحد من الكحول الاثيلي في محلول حجمه لتر وبعد وصول التفاعل $CH_3COOC_2H_5 \ _L + H_2O \ _L \rightleftharpoons CH_3COOH \ _L + C_2H_5OH \ _L$ حالة التوازن وجد أن المتكون من خلات الاثيل = 0.6 mol. احسب قيمة K_C

الحل

$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$				
التراكيز بالمولارية	CH_3COOH	C_2H_5OH	$CH_3COOC_2H_5$	H_2O
التراكيز الابتدائية	1	1	0.0	0.0
مقدار التغير في التراكيز	- X	- X	+X	+ X
التراكيز عند التوازن	1 - X	1 - X	X	X

بما ان حجم الاناء لتر واحد اذن عدد المولات تمثل المولارية

عند الاتزان فان :

$$[CH_3COOC_2H_5] = [H_2O] = X = 0.6 \ M$$

$$[C_2H_5OH] = [CH_3COOH] = 1 - X = 0.4 \ M$$

$$K_C = \frac{[H_2O][CH_3COOC_2H_5]}{[C_2H_5OH][CH_3COOH]} = \frac{[0.6]^2}{[0.4]^2} = 2.25$$

مثال / التفاعل الغازي $2C \rightleftharpoons A + 3B$ وضعت كميات متساوية من A و B ضغط كل منهما 0.45 atm وبعد وصول التفاعل حالة التوازن وجد أن الضغط الكلي عند الاتزان = 0.7 atm . احسب K_P

الحل

	A	+ 3B	$\rightleftharpoons$ 2C
ضغوط جزئية ابتدائية	0.45	0.45	0.0
مقدار التغير في الضغوط	-X	-3X	+2X
الضغوط عند الاتزان	0.45 –X	0.45-3X	2X

$$P_T = P_A + P_B + P_C$$

$$0.7\ atm = (0.45 - X) + (0.45 - 3X) + 2X$$

$$X = 0.1\ atm$$

$P_C = 2X = 0.2$ atm	$P_A = 0.45 - 0.1 = 0.35$ atm	$P_B = 0.45 - 0.3 = 0.15$ atm

$$K_P = \frac{P^2_C}{P_A \cdot P^3_B} \Rightarrow K_P = \frac{(0.2)^2}{(0.35)(0.15)^3} = 40$$

العلاقة بين الطاقة الحرة وقيمة حاصل التفاعل Q

ترتبط الطاقة الحرة غير القياسية مع الطاقة الحرة القياسية لاي تفاعل انعكاسي بالعلاقة الاتية

$$\Delta G = \Delta G^o + RT\ Ln \frac{[\text{النواتج}]}{[\text{المتفاعلات}]}$$

عند الاتزان فان ΔG تساوي صفر وان تركيز النواتج على تركيز المتفاعلات يساوي ثابت الاتزان K_{eq} فتصبح الاعلاقة السابقة على الصورة الاتية

$$\Delta G^o = -\ RT\ Ln\ K_{eq}$$

(K_{eq} → K_c أو K_P)

حيث $R = 8.314\ J / K.mol$

او

$$\Delta G^o = -\ 2.303\ RT\ Log\ K_{eq}$$

ملاحظات

1 – عند تطبيق هذه العلاقة فإن وحدات الطاقة الحرة القياسية هي الجول (J)

2 – عندما تكون :

$K_{eq} > 1$ فان $Ln\ K_{eq}$ موجبة و ΔG^o سالبة وعليه التفاعل تلقائي

$K_{eq} = 1$ فان $Ln\ K_{eq}$ صفر و ΔG^o صفر وعليه التفاعل في حالة اتزان

$K_{eq} < 1$ فان $Ln\ K_{eq}$ سالبة و ΔG^o موجبة وعليه التفاعل لا تلقائي

علل : كلما زادت قيمة ثابت الاتزان ايجابية زادت التلقائية .

الجواب : لان قيمة ΔG^o تكون اعلى سالبية

مثال 2 – 5 اذا علمت ان ΔG^o للتفاعل التالي تساوي $-104\ kj / mol$ عند درجة حرارة $25\ c$ وضغط $1\ atm$ احسب ثابت اتزان التفاعل

$$HCl + CHCl_{3\ L} \rightleftharpoons CCl_{4\ L} + H_2$$

علما ان $\ln 1.7\times10^{18} = 42$

الحل

$$T = t\ c + 273 \qquad T = 25 + 273 = 298\ k$$

$$\Delta G^o = -104\ KJ/mol \times \frac{1000\ J}{1\ KJ}$$

$$\Delta G^o = 104000\ J / mol$$

$$\Delta G^o = -RT \ln K_{eq}$$

$$-104000 = -8.314 \times 298 \ln K_{eq}$$

$$\ln K_{eq} = 42$$

$$K_{eq} = 1.7 \times 10^{18}$$

تمرين 2 - 5 : احسب ثابت الاتزان K_{eq} للتفاعل التالي عند $25\ C$

$$2 H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2 H_2O_L$$

إذا علمت ان ΔG_f^o للماء هي $-237\ KJ /mol$ وبيّن هل يحدث هذا التفاعل تلقائيا في $25\ C^o$

- $\ln 1 \times 10^{-83} = -191$

الحل

$$\Delta G^o = \sum \Delta G_f^o{}_{Product} - \sum \Delta G_f^o{}_{Reactant}$$

$$\Delta G^o = 0.0 - (2 \times -237)$$

$$\Delta G^o = +474\ KJ / mol$$

لايحدث تلقائيا لان اشارة الطاقة الحرة موجبة

$$\Delta G^o = 474\ KJ/mol \times \frac{1000\ J}{1\ KJ}$$

$$\Delta G^o = 474000\ J / mol$$

$$\Delta G^o = -RT \ln K_{eq}$$

$$474000 = -8.314 \times 298 \ln K_{eq}$$

$$\ln K_{eq} = -191.32 \qquad K_{eq} = 8 \times 10^{-84}$$

س/اذا علمت ان K_{eq} للتفاعل التالي عند $25\ C^o$

$$HCl + CHCl_3 \rightleftharpoons CCl_4 + H_2$$

يساوي 1.7×10^{18} احسب ΔG^o بوحدة KJ/mol

$$\Delta G^o = -RT \ln K_{eq}$$

$$\Delta G^o = -8.314 \times 298 \ln 1.7 \times 10^{18}$$

$$\Delta G^o = -104058\ J/ mol$$

$$\Delta G^o = -104058\ J/ mol \times \frac{1\ KJ}{1000\ J}$$

$$\Delta G^o = -104.058\ KJ / mol$$

قاعدة لو شاتيليه

{ إذا اثر مؤثر خارجي مثل تغير التركيز أو الحجم او الضغط أو درجة الحرارة على تفاعل في حالة اتزان فان هذا التفاعل يتجه بالاتجاه الذي يقلل من تأثير ذلك ليصل التفاعل إلى حالة اتزان جديدة }

اهمية قاعدة لو شاتليه
دراسة تاثير العوامل الخارجية على موضع الاتزان وامكانية التنبؤ بالتغير الذي يؤدي الى الاخلال بحالة الاتزان

سؤال / ما المقصود بموضع الاتزان ؟
هو مدى انحراف الاتزان الكيميائي ناحية تكوين المواد الناتجة او المتفاعلة لتفاعل كيميائي
سؤال : ماهي (العوامل) المؤثرات الخارجية التي تؤدي الى الاخلال بحالة الاتزان
الجواب :
1 – التغير في تراكيز خليط الاتزان . 2– التغير في حجم اناء التفاعل .
3– التغير في الضغط المسلط على خليط الاتزان . 4 – التغير في درجة حرارة التفاعل المتزن .

اولا : تاثير التغير في تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة على موضع الاتزان
أ - تأثير اضافة تراكيز للنواتج في خليط متزن
يزداد تركيزها عما كان عليه عند الاتزان فيختل الاتزان ولغرض التخلص من هذه الزيادة الحاصلة يزاح الاتزان باتجاه التقليل من الكمية الزائدة من التركيز المضاف أي يزاح من اليمين الى اليسار لتصل المواد الى حالة اتزان جديد في موضع اتزان جديد .
ب - تاثير اضافة تراكيز للمتفاعلات في خليط متزن
يزداد تركيزها عما كان عليه عند الاتزان فيختل الاتزان ولغرض التخلص من هذه الزيادة الحاصلة يزاح الاتزان باتجاه التقليل من الكمية الزائدة من التركيز المضاف أي يزاح من اليسار الى اليمين لتصل المواد الى حالة اتزان جديد في موضع اتزان جديد.
ج - تاثير سحب تراكيز من النواتج في خليط متزن
ينقص تركيزها عما كان عليه عند الاتزان فيختل الاتزان ولغرض سد النقص الحاصل يزاح الاتزان بالاتجاه الذي يعوض هذا النقص أي يزاح من اليسار الى اليمين لتصل المواد الى حالة اتزان جديد في موضع جديد
د - تاثير سحب تراكيز من المتفاعلات في خليط متزن
ينقص تركيزها عما كان عليه عند الاتزان فيختل الاتزان ولغرض سد النقص الحاصل يزاح الاتزان بالاتجاه الذي يعوض هذا النقص أي يزاح من اليمين الى اليسار لتصل المواد الى حالة اتزان جديد في موضع جديد.
تمرين 2-6 : راجع منطوق السؤال ص 68
الجواب 1: اضافة تراكيز اضافية للكحول الاثيلي اولحامض الخليك او لكليهما
2- سحب مستمر للماء او لايثانوات الاثيل

اثراء

((لتوضيح حقيقة ان تغير التراكيز لا يؤثر على حالة الاتزان. إنما فقط يغير من موضع الاتزان . طبقا لقاعدة لو شتاليه فان أي نظام او تفاعل متزن وواقع تحت تاثير تغير يميل هو الاخر الى التغير (لكل فعل رد فعل) من أجل ان يتخلص منه. فكيف يتم ذلك ؟ دعنا ناخذ التفاعل الغازي المتزن $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ فاذا اضيف اليه كمية من H_2 فانه يحاول ان يبقى متزنا محافظا على طبيعة اتزانه فيعمل على استهلاك بعض من جزيئات الهيدروجين بالاتحاد مع جزيئات اليود لتكوين يوديد الهيدروجين ويعني ذلك ان تركيز يوديد الهيدروجين يزداد بينما ينقص تركيز اليود بحيث تبقى قيمة نسبة تراكيز النواتج الى تراكيز المتفاعلات ثابتة وبنفس التفسير اذا تم سحب تراكيز من خليط الاتزان))

الخلاصة

1 – عند الاضافة للنواتج ينزاح التفاعل نحو المتفاعلات اي نحو اليسار

2 – عند الاضافة للمتفاعلات ينزاح التفاعل نحو النواتج اي نحو اليمين

3 – عند السحب من النواتج ينزاح التفاعل نحو النواتج اي نحو اليمين

4 – عند السحب من المتفاعلات ينزاح التفاعل نحو المتفاعلات اي نحو اليسار

سؤال / لا يؤثر تغير التراكيز على قيمة ثابت الاتزان بثبوت درجة الحررة :

الجواب : لان التغير في التراكيز يغير فقط في موضع الاتزان ولكن قيمة النسبة بين تراكيز النواتج والمتفاعلات عند الاتزان تبقى ثابتة .

ثانيا : تاثير تغير الضغط او حجم الاناء على موضع اتزان التفاعل

توضيح : تاثير الضغط يكون فقط تاثيره على المواد في حالتها الغازية ولا تاثير له على المواد في حالتها الصلبة او السائلة .

1 – اذا كان التفاعل مصحوب بنقص في الحجم (بنقص في عدد المولات) (Δn_g = -)

تعني عبارة نقص في الحجم او نقص في عدد المولات ان عدد مولات المواد الغازية الناتجة في المعادلة الموزونة اقل من عدد مولات المواد الغازية المتفاعلة . مثلا $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

تذكر: ان Δn_g = - تعني ان المولات الناتجة اقل من المولات المتفاعلة في المعادلة الموزونة

بصورة عامة

إن زيادة الضغط او التقليل من الحجم سيخل في الاتزان ومن اجل ان يحافظ التفاعل على اتزانه يزيح من موضع اتزانه بالاتجاه الذي يؤدي الى انتاج المزيد من المواد التي تشغل حجما اقل أي باتجاه النواتج. بحيث تبقى قيمة النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة أي يبقى ثابت الاتزان ثابتا لا يتغير .

وإن خفض الضغط او زيادة حجم اناء التفاعل سيخل في الاتزان ومن اجل ان يحافظ التفاعل على اتزانه يزيح من موضع اتزانه بالاتجاه الذي يؤدي الى انتاج المزيد من المواد التي تشغل حجما اكبر أي باتجاه المواد المتفاعلة. بحيث تبقى قيمة النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة أي يبقى ثابت الاتزان ثابتا لا يتغير

2 – اذا كان التفاعل مصحوب بزيادة في الحجم (زيادة في عدد المولات) (Δn_g = +)

تعني عبارة زيادة في الحجم او زيادة في عدد المولات ان عدد مولات المواد الغازية الناتجة في المعادلة الموزونة اكثر من عدد مولات المواد الغازية المتفاعلة . مثلا $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$

تذكر: ان Δn_g = + تعني ان المولات الناتجة اكثر من المولات المتفاعلة في المعادلة الموزونة

بصورة عامة

إن زيادة الضغط او التقليل من الحجم سيخل في الاتزان ومن اجل ان يحافظ التفاعل على اتزانه يزيح من موضع اتزانه بالاتجاه الذي يؤدي الى انتاج المزيد من المواد التي تشغل حجما اقل أي باتجاه المتفاعلات. بحيث تبقى قيمة النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة أي يبقى ثابت الاتزان ثابتا لا يتغير .

وإن خفض الضغط او زيادة حجم اناء التفاعل سيخل في الاتزان ومن اجل ان يحافظ التفاعل على اتزانه يزيح من موضع اتزانه بالاتجاه الذي يؤدي الى انتاج المزيد من المواد التي تشغل حجما اقل أي باتجاه المواد الناتجة. بحيث تبقى قيمة النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة أي يبقى ثابت الاتزان ثابتا لا يتغير .

سؤال / بيّن تاثير زيادة الضغط المسلط (تقليل الحجم) على التفاعل المتزن $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ وعلى قيمة K_{eq}

الجواب

إن زيادة الضغط او التقليل من الحجم سيخل في الاتزان ومن اجل ان يحافظ التفاعل على اتزانه يزيح من موضع اتزانه بالاتجاه الذي يؤدي الى انتاج المزيد من المواد التي تشغل حجما اقل أي باتجاه تكوين غاز SO_3 . بحيث تبقى قيمة النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة أي يبقى ثابت الاتزان ثابتا لا يتغير

سؤال / بيّن تاثير خفض الضغط المسلط (زيادة الحجم) على التفاعل المتزن $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ وعلى قيمة K_{eq}

الجواب / إن خفض الضغط او زيادة حجم اناء التفاعل سيخل في الاتزان ومن اجل ان يحافظ التفاعل على اتزانه يزيح من موضع اتزانه بالاتجاه الذي يؤدي الى انتاج المزيد من المواد التي تشغل حجما اكبر أي باتجاه تكوين غاز SO_2 و O_2 . بحيث تبقى قيمة النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة أي يبقى ثابت الاتزان ثابتا لا يتغير .

سؤال : ان تقليص حجم الاناء لتفاعل غازي له Δn_g = - يؤدي الى زيادة الانتاج . علل ،

الجواب : ان تقليص حجم الاناء يجعل التفاعل المتزن ينزاح بالاتجاه الذي ينتج المزيد من المولات التي تشغل حجما اقل ولما كانت Δn_g سالبة أي مصحوبة بنقص في الحجم الكلي لذلك ينزاح التفاعل نحو اليمين أي الى زيادة الانتاج .

سؤال / بيّن تاثير خفض الضغط المسلط (زيادة الحجم) على التفاعل المتزن $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$ وعلى قيمة K_{eq}

الجواب : ان خفض الضغط او زيادة الحجم سيخل بالاتزان ومن اجل ان يحافظ التفاعل على اتزانه يزيح موضعه بالاتجاه الذي يؤدي الى انتاج المزيد من المواد التي تشغل حجما اكبر أي باتجاه تكوين NO و O_2 . بحيث تبقى قيمة النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة أي يبقى ثابت الاتزان ثابتا لا يتغير

سؤال / بيّن تاثير زيادة الضغط المسلط (نقص الحجم) على التفاعل المتزن $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$ وعلى قيمة K_{eq}

الجواب : ان زيادة الضغط اونقص الحجم سيخل بالاتزان ومن اجل ان يحافظ التفاعل على اتزانه يزيح موضعه بالاتجاه الذي يؤدي الى انتاج المزيد من المواد التي تشغل حجما اقل أي باتجاه تكوين NO_2 . بحيث تبقى قيمة النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة أي يبقى ثابت الاتزان ثابتا لا يتغير .

3 – اذا كان النظام المتزن غير مصحوب بتغير في الحجم (عدد المولات) Δng = صفر
تعني هذه العبارة ان عدد مولات المواد الغازية الناتجة تساوي عدد مولات المواد الغازية المتفاعلة في المعادلة الموزونة (عدد المولات متساوية في طرفي المعادلة الموزونة)

بصورة عامة

اذا كان النظام الغازي المتزن غير مصحوب بتغير في الحجم او عدد المولات اي Δng = صفر فلا يؤثر تغير الضغط على كميات المواد المختلفة الموجودة في خليط الاتزان وبالتالي يبقى موضع الاتزان ثابتا وتبقى النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة القيمة أي لا يتغير ثابت الاتزان . لعدم وجود فرق في عدد المولات الناتجة والمولات المتفاعلة

سؤال / بيّن تاثير تغير الضغط المسلط على التفاعل المتزن $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ وعلى قيمة K_{eq} .

الجواب

كون التفاعل المذكور غير مصحوب بتغير في الحجم (عدد المولات متساوية في طرفي المعادلة) فلا يؤثر تغير الضغط على كميات المواد المختلفة الموجودة في خليط الاتزان وبالتالي يبقى موضع الاتزان ثابتا وتبقى النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة القيمة أي لا يتغير ثابت الاتزان .

اثــــــراء

لا يؤثر تغير الضغط (الحجم) على نظام غير مصحوب بتغير الحجم Δng = صفر

ففي التفاعل الغازي المتزن $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ فان جزيئة واحدة من الهيدروجين تتحد مع جزيئة واحدة من اليود لتكوين جزيئتين من يوديد الهيدروجين وهذا يعني انه لا يحدث تغير في العدد الكلي للجزيئات في اناء التفاعل وبذلك فان التفاعل الامامي والخلفي لا يقاوم التغير الناتج من تغير الحجم اذ يبقى العدد من مولات كل من H_2 و I_2 و HI ثابتا ومما لاشك فيه ان نقصان الحجم مثلا فان تركيز كل مكون يزداد وهذه الزيادة تنطبق على جميع مكونات الخليط على حد سواء فلا يوجد اذن أي تغير في موضع الاتزان

اما في التفاعل الذي تكون فية عدد المولات غير متساوية لكل من النواتج والمتفاعلات $\Delta ng \neq$ صفر مثل

$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

فاذا ازداد الضغط الى الضعف مثلا وهذا يقود الى تقليص الحجم الى النصف فان التركيز لجميع المواد سوف تتضاعف وتصبح قيمة حاصل التفاعل اقل من قيمة ثابت الاتزان وهنا سيختل الاتزان ولغرض التخلص من هذه الزيادة يميل التفاعل الى جهة النواتج والتي تمثل اقل عدد من المولات او اقل حجما وعليه سيستهلك من الوضع الجديد اي بعد تغير الضغط **X** من النتروجين و **3X** من الهيدروجين وتكوين **2X** من الامونيا بحيث تتفق نسبة النواتج على المتفاعلات بعد التغير مع نسبتها قبل التغير وفي هذه الحالة لا يتغير الثابت

الخلاصة :

1 – زيادة الضغط او نقصان الحجم: ينحرف الاتزان باتجاه الطرف ذي عدد المولات الغازية الاقل من غيرها

2 – نقصان الحجم او زيادة الضغط: ينحرف الاتزان باتجاه الطرف ذي عددالمولات الغازية الاكثر من غيرها

ثالثا : تأثير تغير درجة حرارة النظام (التفاعل) المتزن

_التفاعلات الماصة للحرارة (Δ H موجبة القيمة) : هي تفاعلات تمتص طاقة عند حدوثها حيث تكون فيها طاقة المواد الناتجة اكبر من طاقة المواد المتفاعلة .

التفاعلات الباعثة للحرارة (Δ H سالبة القيمة) : هي تفاعلات تبعث طاقة عند حصولها حيث تكون فيها طاقة المواد المتفاعلة اكبر من طاقة المواد الناتجة

سؤال : بين نوع التفاعل فيما إذا كان ماصا او باعثا للحرارة

$CaCO_3$ + طاقة $\rightleftharpoons$ $CaO + O_2$ الجواب : ماص للحرارة

$2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$ + طاقة الجواب : باعث للحرارة

$C + O_2 \rightleftharpoons CO_2 \quad \Delta H = -394\ KJ$ الجواب : باعث للحرارة

ملاحظة

1 - عند كتابة الطاقة ضمن المتفاعلات يعني ان التفاعل ماصا للحرارة واذا كتبت ضمن النواتج يعني ان التفاعل باعثا للحرارة واذا كانت اشارة انثالبي التفاعل موجبة دل على ان التفاعل الامامي ماصا للحرارة بينما اذا كانت سالبة دل على ان التفاعل الامامي باعثا للحرارة

2 – التفاعلات الماصة للحرارة عند حصولها يصاحبها امتصاص حرارة بمعنى يحصل انخفاض في حرارة التفاعل (يبرد اناء التفاعل) لحين الوصول لحالة الاتزان . اما التفاعلات الباعثة للحرارة فيصاحبها انبعاث حرارة بمعنى يحصل ارتفاع في حرارة التفاعل (يسخن اناء التفاعل) لحين الوصول الى حالة الاتزان .

3 – ان زيادة درجة حرارة تفاعل متزن ترجح (تزيد) من سرعة التفاعل الماص للحرارة سواء كان امامي او خلفي . اما نقصان درجة التفاعل (تبريد التفاعل) فترجح سرعة التفاعل الباعث للحرارة سواء كان امامي او خلفي

مثال : $C + O_2 \rightleftharpoons CO_2 \quad \Delta H = -394\ KJ$ تبريد التفاعل يزيد من سرعة التفاعل الامامي بينما التسخين يزيبد من سرعة التفاعل الخلفي

مثال : $CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2 \quad \Delta H = +$ تسخين التفاعل يزيد من سرعة التفاعل الامامي بينما التبريد يزيد من سرعة التفاعل الخلفي

س / عند تسخين (زيادة درجة الحرارة) نظام متزن ماص للحرارة ينزاح الاتزان باتجاه النواتج وتزداد قيمة K_{eq} علل ذلك

الجواب / عند زيادة درجة الحرارة لنظام متزن ماصا للحرارة فان الاتزان ينزاح نحو اليمين بالاتجاه الامامي لغرض التخلص من الزيادة الحاصلة في درجة الحرارة عن طريق امتصاص المتفاعلات جزء من الحرارة لتكوين النواتج وتحصل زيادة نهائية في تركيز النواتج ونقص نهائي في تركيز المتفاعلات فتزداد قيمة ثابت الاتزان

س – عند تبريد (خفض درجة الحرارة) نظام متزن ماص للحرارة ينزاح الاتزان نحو المتفاعلات وتقل قيمة K_{eq} علل ذلك

الجواب / عند خفض درجة الحرارة لنظام متزن ماصا للحرارة فان الاتزان ينزاح نحو اليسار بالاتجاه الخلفي لتكوين المتفاعلات وانبعاث كمية من الحرارة تكافيء الحرارة التي خفض اليها النظام حيث يحصل نقص نهائية في تركيز النواتج وزيادة نهائية في تركيز المتفاعلات فتقل قيمة ثابت الاتزان .

س – عند تسخين (زيادة درجة الحرارة) نظام متزن باعثا للحرارة ينزاح الاتزان باتجاه المتفاعلات وتقل قيمة K_{eq} علل ذلك

الجواب / عند زيادة درجة الحرارة لنظام متزن باعثا للحرارة فان الاتزان ينزاح نحو اليسار بالاتجاه الخلفي لغرض التخلص من الزيادة الحاصلة في درجة الحرارة عن طريق امتصاص النواتج جزء من الحرارة لتكوين المتفاعلات وتحصل زيادة نهائية في تركيز المتفاعلات ونقص نهائي في تركيز النواتج فتقل قيمة ثابت الاتزان .

س / عند تبريد (خفض درجة الحرارة) نظام متزن باعثا للحرارة ينزاح الاتزان باتجاه النواتج وتزداد قيمة K_{eq} علل ذلك

الجواب / عند خفض درجة الحرارة لنظام متزن باعثا للحرارة فان الاتزان ينزاح نحو اليمين بالاتجاه الامامي لتكوين النواتج باعثا حرارة تكافيء جزء من الحرارة التي خفض اليها التفاعل وتحصل زيادة نهائية في تركيز النواتج ونقص نهائي في تركيز االمتاعلات فتزداد قيمة ثابت الاتزان (ثابت الاتزان يتناسب طرديا مع تراكيز النواتج وعكسيا مع تراكيز المتفاعلات)

س 3 : لا يلاحظ أي تغير في الحرارة للتفاعلات التي تكون في حالة التوازن . علل .

الجواب / لأن سرعة التفاعل الأمامي تكون مساوية لسرعة التفاعل الخلفي فتصبح الحرارة المنبعثة او الممتصة في التفاعل الأمامي مساوية للحرارة المنبعثة أو الممتصة للتفاعل الخلفي .

تاثير العامل المساعد على اتزان التفاعل

سؤال / لا تؤثر اضافة العامل المساعد على حالة الاتزان ولا على قيمة ثابت الاتزان . علل

الجواب : لانه لا يؤثر على تراكيز خليط الاتزان ولكنه يؤثر في طاقة التنشيط مما يؤثر فقط على السرعة التي يصل اليها التفاعل لحالة الاتزان حيث يزيد من سرعتي التفاعل الامامي والخلفي بنفس المقدار فيتم الوصول الى حالة الاتزان بسرعة عالية في وجود العامل المساعد منها في عدم وجودة

ملاحظة : لا تتغير قيمة ثابت اتزان التفاعل بتغير كل من تغير التركيز او الحجم او الضغط الا انها تتغير بتغير درجة حرارة التفاعل

اهمية ثابت الاتزان k_c و K

من خلال قيمة ثابت اتزان التفاعل يمكن معرفة نواتج التفاعل فالقيمة العالية للثابت تعني ان نسبة مئوية عالية من النواتج مقارنة بالمواد المتفاعلة .

مثلا يتفاعل غاز النتروجين مع غاز الاوكسجين لانتاج غاز NO السام .. ومع ذلك لا يقل تركيزهما في الهواء والسبب يعود الى ان ثابت اتزان التفاعل منخفض جدا مما يدل على ان الاتزان ينزاح باتجاه المتفاعلات بمعنىى اخر ان التفاعل يحدث بصعوبة جدا اضافة الى ان التفاعل ماص للحرارة فيحتاج الى حرارة كافية لازاحة التفاعل نحو النواتج

أهمية قاعدة لو شاتليه صناعيا

راجع الكتاب ص 60 لدراسة الموضوع حيث يبين تطبيقا صناعيا على قاعدة لو شاتليه في تحضير حامض الكبريتيك وكيفية زيادة المنتوج بطريقة التلامس ؟

تمرين 2 - 7

للتفاعل المتزن $2O_3 \rightleftharpoons 3O_2$ $\Delta H = 428KJ$ ما تاثير كل من العوامل الاتية على حالة الاتزان وثابت الاتزان (1) زيادة الضغط على التفاعل بانقاص حجم الاناء (2) زيادة الضغط باضافة مزيد من O_2 (3) خفض درجة الحرارة (4) اضافة عامل مساعد

الجواب

1 – يتجه التفاعل نحو اليمين باتجاه المولات القليل ، ثابت الاتزان لا يتأثر بتغير الضغط او تغير الحجم .

2 - يزداد تركيزها فيختل الاتزان ولغرض التخلص من هذه الزيادة الحاصلة يزاح الاتزان من اليسار الى اليمين لتصل المواد الى حالة اتزان جديد الا ان قيمة النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات تبقى ثابتة عليه لا يتاثر ثابت الاتزان بتغير تركيز غاز الاوكسجين .

3 –الاتزان ينزاح نحو اليسار لان التفاعل ماصا للحرارة وتحصل **زيادة نهائية في تركيزالمتفاعلات ونقص نهائي في تركيز النواتج فتقل قيمة ثابت الاتزان**

4 - العامل المساعد يخفض طاقة التنشيط أي انه يزيد من السرعة التي يصل بها التفاعل الى حالة الاتزان لذلك لا يؤثر على حالة الاتزان ولا على ثابت الاتزان .

تمرين 2 - 8

يصل مزيج الغازات C_2H_4 و H_2 و C_2H_6 الموضوع في وعاء مغلق عند 25 C الى حالة الاتزان كما في التفاعل الاتي $C_2H_6 + 137KJ \rightleftharpoons C_2H_4 + H_2$ صف عدد من الاجراءات التي تؤدي الى زيادة (رفع) كمية C_2H_6 الناتجة من هذا التفاعل .

الجواب

1 – اضافة مزيد من الهيدروجين و الايثلين بشكل مستمر 2 – سحب كميات من الايثان بشكل مستمر

3 – زيادة الضغط على اناء التفاعل او تقليل حجمه

4 - تبريد اناء التفاعل المستمر فمن معادلة التفاعل الحرارية يظهر ان التفاعل باعثا للحرارة

5 – اضافة عامل مساعد للوصول الى حالة الاتزان بسرعة اكبر (هذه الحالة تتم قبل ان يصل التفاعل الى حالة الاتزان

حلول اسئلة الاتزان الكيميائي

س 2-1 : راجع سلسلة سؤال وجواب نهاية الفصل

س 2-2: املأ الفراغات في الجمل التالية بما يناسبها (الاجوبة)

1 – الناتجة (معلومة/ كون التفاعل باعث للحرارة)
2 – باعث (معلومة/ ازدادت قيمة الثابت بالتبريد)
3 – ترتفع (معلومة / كون التفاعل باعث للحرارة)
4 – زيادة او رفع(معلومة/يترجح التفاعل الخلفي)
5 – خفض (معلومة / يترجح التفاعل الامامي)
6 – ازدياد (معلومة / التفاعل ماص للحرارة)
7 – الضغط (معلومة / عدد المولات متساوية)
8 – خفض (معلومة / التفاعل باعث للحرارة)
9 - 3 atm (معلومة / طبق علاقة k_p)
10 – المواد الناتجة(معلومة/ ثابت الاتزان كبيرجدا)
11 - المتفاعلات (معلومة / زيادة الضغط باتجاه الحجوم القليلة)
12 – طردية
13 – لا يتاثر
14 – الخلفي
15 – زيادة

س 2-3 :
يتفكك غاز N_2O_4 الى NO_2 في اناء مغلق حجمه لتر وكان ضغط الغاز قبل التفكك يساوي 2 atm وبدرجة حرارة معينة وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان الضغط الكلي لخليط الاتزان يساوي 3 atm احسب K_P للتفاعل

الحل

	N_2O_4	$\rightleftharpoons 2NO_2$
الضغط الاولي	2	0
التغير	-X	+2X
الضغوط عند الاتزان	2-X	2X
	⇩ 1	⇩ 2

$2 - X + 2X = 3$

$X = 1$

$$K_P = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 4$$

س 2-4 : اختر الجواب الصحيح (الاجوبة)

2 – يزداد الضغط (يرجح التفاعل الخلفي)

3 – $1x\ 10^{-5}$ (طبق علاقة K_P

س 2 – 5 : علل مما ياتي :

1 – في التفاعل الافتراضي المتزن: طاقة + $B_g \rightleftharpoons A_g$ لا تتغير حرارة التفاعل عند زيادة الضغط الكلي

ج / عند زيادة الضغط فان التفاعل يتجه نحو المولات الاقل ولان هذا التفاعل فيه عدد المولات متساوي في طرفي المعادلة فلا تؤثر زيادة الضغط على كميات المواد الموجودة في خليط الاتزان وبالتالي يبقى موضع الاتزان ثابتا وتصبح سرعة التفاعل الامامي الباعث للحرارة تساوي سرعة التفاعل الخلفي الماص لحرارة أي ان كمية الحرارة المنبعثة تساوي كمية الحرارة الممتصة .

2- قيمة ثابت الاتزان للتفاعلات غير الانعكاسية تكون كبيرة جدا

ج / كونها تفاعلات تامة اذ تستهلك فيها جميع او احد تراكيزالمواد المتفاعلة الى نواتج ولما كان ثابت الاتزان يتناسب طرديا مع تراكيز النواتج اذن ستكون قيمته كبيرة جدا .

3 – يُعدُّ التفاعل باعثا للحرارة اذا انخفضت قيمة K_C للتفاعل عند ذيادة درجة حرارة التفاعل .

ج / لان انخفاض قيمة ثابت الاتزان تعني ان تراكيز النواتج انخفضت وزادت تراكيز المتفاعلات بعد رفع درجة الحرارة بمعنى ان اتجاه الاتزان سيكون خلفي بارتفاع د درجة الحرارة نستنتج ان التفاعل الخلفي ماصا للحرارة والامامي باعث للحرارة وعليه يعد هذا التفاعل باعثا للحرارة .

4 – قيمة K_C تزداد عند رفع درجة حرارة التفاعل في حالة التفاعلات الماصة للحرارة

ج / عند رفع درجة الحرارة لتفاعل متزن ماصا للحرارة فان الاتزان ينزاح نحو اليمين بالاتجاه الامامي لغرض التخلص من الزيادة الحاصلة في درجة الحرارة عن طريق امتصاص المتفاعلات جزء من الحرارة لتكوين النواتج وتحصل زيادة نهائية في تركيز النواتج ونقص نهائي في تركيز المتفاعلات فتزداد قيمة ثابت الاتزان لان قيمته تتناسب طرديا مع تراكيز النواتج وعكسيا مع تراكيز المتفاعلات .

5 – تتوقف بعض التفاعلات تماما بينما تظهر تفاعلات اخرى وكانها متوقفة

ج/ تتوقف بعض التفاعلات لأنها تفاعلات غير انعكاسية تحدث باتجاه واحد لتكوين النواتج وتستمر إلى أن يتم استهلاك تركيز إحدى أو جميع المواد المتفاعلة .

أما التي تظهر وكأنها متوقفة لأنها تفاعلات مستمرة تحدث باتجاهين وتصل إلى حالة توازن ديناميكي تصبح فيه التراكيز ثابتة و سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل الخلفي .

6 – لايمكن اضافة الماء مباشرة لازاحة SO_3 في برج التلامس

ج / لان عند خلطهما يتكون ضباب ابيض من حامض الكبريتيك لا يمكن تكثيفه وتحويله الى سائل بسهولة كما ان الحامض الضبابي المتكون يعتبرمصدر تلوث خطير .. لذا يضاف حامض الكبريتيك ثم الماء

س 2-6 : ثابت الاتزان لتفاعل ما عند 25 C يساوي 10^{-5} وان ΔS_r يساوي -0.5 KJ / K . mol احسب ΔH_r

$$\Delta G = -2.303\ RT \log K$$

$$\Delta G = -2.303 \times 8.314 \times 298 \times \log 10^{-5}$$

$$\Delta G = 28529\ J$$

$$\Delta G = 28529\ J \times \frac{KJ}{1000\ J} = 28.529\ KJ$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$28{,}529 = \Delta H - 298 \times -0.5$$

$$\Delta H = 120.47\ KJ$$

س 2-7 : التفاعل الغازي المتزن الباعث للحرارة: N_2O_4 ⇌ $2NO_2$ كيف تتغير حالة الاتزان ولماذا ؟ عند 1- زيادة الضغط المسلط على التفاعل المتزن
2- رفع درجة حرارة اناء التفاعل 3- سحب غاز N_2O_4 المتكون عن الاتزان

الجواب

1: سيختل الاتزان حيث يزيح موضعه بالاتجاه الامامي أي باتجاه تكوين N_2O_4 لغرض التخلص من الزيادة الحاصلة بالضغط المسلط والعودة بالاتزان ثانية بحيث تبقى قيمة النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة أي يبقى ثابت الاتزان ثابتا لا يتغير.

2: رفع درجة حرارة اناء التفاعل : يترجح التفاعل الماص للحرارة وهو التفاعل الخلفي لغرض التخلص من الزيادة في درجة الحرارة فتزداد تراكيز المتفاعلات وتقل تراكيز النواتج وبالتالي تقل قيمة ثابت الاتزان

3- سحب غاز N_2O_4 المتكون عن الاتزان : يؤدي الى خفض تركيز N_2O_4 فيختل الاتزان حيث يزيح موضعه بالاتجاه الامامي لسد النقص الحاصل في N_2O_4 ثم العودة بالاتزان ثانية ولكن بموضع اخر وان قيمة ثابت الاتزان لا تتغير .

2 -8 / التفاعل الغازي المتزن الاتي $PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$ ⇌ $PCl_{5\,(S)}$ انثالبي التفاعل تساوي 92.5 KJ/mole ما تاثير كل من العوامل التالية على حالة اتزان وثابت الاتزان :
1 – خفض درجة الحرارة 2 – اضافة زيادة من Cl_2 الى خليط الاتزان 3 – سحب PCl_3 من خليط الاتزان
4 – زيادة الضغط على خليط الاتزان 5 – اضافة عامل مساعد

الجواب

1 –الاتزان ينزاح بالاتجاه الخلفي لتكوين المتفاعلات وانبعاث كمية من الحرارة تكافيء الحرارة التي خفض اليها النظام حيث يحصل نقص نهائي في تركيز النواتج وزيادة نهائية في تركيز المتفاعلات فتقل قيمة ثابت الاتزان .

2 - يزداد تركيزها عما كان عليه عند الاتزان فيختل الاتزان ولغرض التخلص من هذه الزيادة الحاصلة يزاح الاتزان باتجاه التقليل من الكمية الزائدة من التركيز المضاف أي يزاح من اليمين الى اليسار لتصل المواد الى حالة اتزان جديد في موضع اتزان جديد وتبقى قيمة ثابت الاتزان ثابتة .

3 - ينقص تركيزها فيختل الاتزان ولغرض سد النقص الحاصل يزاح الاتزان بالاتجاه الذي يعوض هذا النقص أي يزاح من اليسار الى اليمين لتصل المواد الى حالة اتزان جديد في موضع جديد وتبقى قيمة ثابت الاتزان ثابتة

4 - ان زيادة الضغط سيخل بالاتزان فيزيح موضعه بالاتجاه الذي يؤدي الى انتاج المزيد من المواد التي تشغل حجما اقل أي باتجاه تكوين PCl_5 بحيث تبقى قيمة النسبة بين تراكيز النواتج الى المتفاعلات ثابتة أي يبقى ثابت الاتزان ثابتا لا يتغير.

5 - لا يؤثر العامل المساعد على حالة الاتزان ولا على قيمة ثابت الاتزان لانه لا يؤثر على تراكيز خليط الاتزان ولكنه يخفض طاقة التنشيط وبالتالي يزيد السرعة التي يصل اليها التفاعل لحالة الاتزان

2-9 / التفاعل المتزن الاتي $2SO_{3\,(g)}$ ⇌ $2SO_{2\,(g)} + O_{2\,(g)}$ انثالبي التفاعل تساوي 198.2 KJ –
ماذا يحدث لتراكيز SO_2 , SO_3 , O_2 عند الاتزان بعد
1 – زيادة درجة الحرارة 2 – تقليل الضغط المسلط على التفاعل 3 – زيادة تركيز SO_2 في خليط الاتزان
4 – اضافة عامل مساعد

الجواب

العامل	*[SO_3]*	*[O_2]*	*[SO_2]*
زيادة درجة الحرارة	يقل	يزداد	يزداد
تقليل الضغط المسلط	يقل	يزداد	يزداد
زيادة تركيز SO_2	يزداد	يقل	يقل بعد الزيادة
اضافة عامل مساعد	لا يتاثر	لا يتاثر	لا يتاثر

سؤال 2-10 التفاعل الآتي المتزن الباعث للحرارة : $2PbS_{(S)} + 3O_2 \rightleftharpoons 2PbO_{(S)} + 2SO_2$

وضح تأثير كل من العوامل الاتية على حالة الاتزان وقيمه ثابت الاتزان :

1- خفض الضغط المسلط على التفاعل 2- تبريد اناء التفاعل

الجواب

1- يزيح التفاعل نحو المولات الاكبراي نحو المتفاعلات لغرض سد النقص الحاص في الضغط ثم العودة بالاتزان ثانية . وان قيمة ثابت الاتزان لا تتغير لان النسبة بين النواتج والمتفاعلات تبقى ثابتة .

2- تبريد اناء التفاعل : يختل الاتزان بالاتجاه الامامي الباعث للحرارة لسد النقص الحاصل بدرجة الحرارة فتزداد تراكيز النواتج وتقل تراكيز المتفاعلات فتزداد قيمة ثابت الاتزان .

س 2-11 :

عند تسخين غاز NOCl النقي الى درجة 240 C في اناء معلق حجمه لتر يتحلل حسب المعادلة $2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Cl_{2\,(g)}$ وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد ان الضغط الكلي لمزيج الاتزان يساوي 1atm والضغط الجزئي لغاز NOCl يساوي 0.64 atm احسب

1- الضغوط الجزئية لكل من NO و Cl_2 2 – ثابت الاتزان K_C للتفاعل عند نفس درجة الحرارة

الحل

$$T_K = 240 + 273 = 513\ K$$

نفرض الضغط الجزئي لـ $Cl_2 = P$ ومن معادلة التفاعل فان الضغط الجزئي $NO = 2P$

$$P_T = P_{Cl2} + P_{NO} + P_{NOCl}$$

$$1atm = P + 2P + 0.64\ atm$$

$P = 0.12\ atm$ ويمثل الضغط الجزئي لغاز الكلور

وعليه فان الضغط الجزئي ل $NO = 0.24\ atm$

$$K_P = \frac{P_{Cl2} \times P^2_{NO}}{P^2_{NOCl}} = 0.017$$

$$K_P = K_C\ (RT)^{\Delta n g} \Rightarrow 0.017 = K_C \times (0.082 \times 513K)^{3-2} \Rightarrow K_C = 4 \times 10^{-4}$$

س 2 – 12 التفاعل التالي يجري بدون عامل مساعد $2NO_{2\,g} \rightleftharpoons N_2O_{4\,g}$ وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد ان الضغوط الجزئية $P_{NO2} = 1.6atm$, $P_{N2O4} = 0.4atm$ عند درجة حرارة 100 C احسب 1 – K_P

2- ماذا يحدث للضغوط الجزئية للغازات في خليط الاتزان بعد اضافة العامل المساعد .

$$T = 100 + 273 = 373\ k$$

$$K_P = \frac{P^2_{NO2}}{P_{N2O4}} = \frac{(1.56)^2}{0.377} = 6.455$$

2- لا تتاثر لان العامل المساعد يقلل فقط من زمن وصول التفاعل الى حالة الاتزان

س 2 – 13 / للتفاعل المتزن $2B_g \rightleftharpoons A_g$ كانت تراكيز الاتزان للمواد كما في الجدول التالي احسب K_c للتفاعل بدرجات الحرارة المختلفة ثم بين هل ان التفاعل ماص ام باعث

C°	B mol / L	A mol/ L
127	0.8	0.01
227	0.7	0.1

ج
من ملاحظة قيم التراكيز المعطاة يلاحظ ان تركيز A يزداد بارتفاع درجة الحرارة بينما تركيز B ينخفض مما يعني ان التفاعل ينزاح نحو اليسار بارتفاع درجة الحرارة مما يدل على ان التفاعل باعث للحرارة .
اكمل الحل بايجاد K_C عند 127 c مرة و 227 مرة اخرى

س 2-14
التفاعل الافتراضي $A + aB \rightleftharpoons 2C$ وضع 2mol من A و 5 mol من B في اناء حجمه لتر واحد وبدرجة حرارة معينة وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان ما استهلك من A مول واحد و ما تبقى من B 2 mol احسب k_c للتفاعل

الحل :
حجم الاناء لتر اذن عدد المولات تمثل قيم التراكيز

	A	+ aB	⇌ 2C
تراكيز اولية	2	5	0
التغير	- x	- ax	+2x
الاتزان	2-x	5 – ax	2x

المستهلك من A (x) = 1mol
المتبقي من B = 5-ax
5-ax = 2
a = 3

	A	+ 3B	⇌ 2C
عند الاتزان	1	2	2

$$K_c = \frac{[c]^2}{[A]\,[B]^3} = \frac{(2)^2}{1 \times (2)^3} = 0.5$$

س2-15 / التفاعل $Ni_s + CO_{2\,g} \rightleftharpoons NiO_s + CO_g$ بدرجة حرارة 727° C وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان ضغط غاز CO في الفرن يساوي 304 Torr والضغط الكلي يساوي 1atm ما ثابت الاتزان للتفاعل .

الحل :

$$P_T = P_{CO2} + P_{CO} \Longrightarrow 670 = P_{CO2} + 304 \Longrightarrow P_{CO2} = 456 \text{ Torr}$$

$$K_P = \frac{P_{CO2}}{P_{CO}} = 1.5$$

س 2 – 16 : في التفاعل الغازي $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$ وجد ان ضغط PCl_3 الجزئي ضعف ضغط Cl_2 الجزئي وعند وصول التفاعل الى موضع الاتزان بدرجة حرارة معينة وجد ان ضغط Cl_2 يساوي 1 atm فاذا علمت ان $K_P = 1/2$ فما ضغطا غازي Cl_2 و PCl_3 في بداية التفاعل ؟

الحل :

نفرض الضغط الجزئي للكلور = p

الضغط الجزئي للكلور عند الاتزان P – X = 1

او p = 1 + X --------1

2P –X الضغط الجزئي لـPCl_3 عند الاتزان

بالتعويض في معادلة 1

2 (1+X) – X بالتبسيط 2 +X

	PCl_3	+ Cl_2	$\rightleftharpoons$ PCl_5
ضغوط ابتدائية	2p	p	0.0
التغير	-X	-X	+X
عند الاتزان	2P –X	P-X	X
	⇩	⇩	⇩
عند الاتزان	2+X	1	X

طبق علاقة K_P للتفاعل لتجد منها قيمة X وتساوي 2 atm معوضا القيمة في معادلة رقم 1 لتجد قيمتي ضغطي غاز الكلور و غاز ثلاثي كلوريد الفسفور في بداية التفاعل وتساوي 3 atm و 6 atm

س 2-17 // للتفاعل الغازي $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$ وفي اناء حجمه لتر واحدة تم خلط مولات متساوية من CO_2 و H_2 وبدرجة حرارة 2000 K وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان عدد المولات الكلية لخليط الغازات عند الاتزان تساوي 3 mole ما تراكيز خليط الاتزان علما ان ثابت الاتزان $K_C = 4$ ؟

الحل :

حجم الاناء لتر اذن عدد المولات تمثل المولارية

نفرض تركيزي كل من CO_2 , H_2 = α

	CO +	H_2O $\rightleftharpoons$	CO_2 +	H_2
تراكيز ابتدائية	0	0	α	α
التغير في التراكيز	+X	+X	-X	- X
عند الاتزان	X	X	α - X	α -X

عند الاتزان $[H_2O] + [CO] + [H_2] + [CO_2] = 3$

$\alpha - X + \alpha - X + X + X = 3 \Rightarrow 2\alpha = 3$

$\alpha = 1.5$, تركيز كل من CO_2 , H_2 قبل الاتزان

$$K_C = \frac{[H_2O]\,[CO]}{[H_2]\,[CO_2]} \Rightarrow 4 = \frac{X^2}{(\alpha - X)^2}$$

$$4 = \frac{X^2}{(1.5 - X)^2}$$

اذن X = 1 ثم جد التراكيز المطلوبة

س 2-18

وضع 4 g من غاز HF في وعاء مغلق حجمه 2 لتر عند درجة حرارة 27 C وترك يتفكك حتى تم الاتزان حسب المعادلة $H_2 + F_{2\,g} \rightleftharpoons 2HF$ فاذا كان K_P للتفاعل يساوي 1.21 احسب الضغط الجزئي لغاز HF عند الاتزان علما بان الكتلة المولية للغاز تساوي 20 g / mol $1.1 = \sqrt[2]{1.21}$

الحل

$$n = \frac{m\ g}{M_{g/mol}} = \frac{4}{20} = 0.2\ mol$$

$$PV = nRT$$

$$P \times 2 = 0.2 \times 0.082 \times 300 \qquad p_{HF} = 2.46\ atm$$

	2HF ⇌	H_2 +	F_2
الضغوط الجزئية قبل التفاعل	2.46	0	0
التغير في االضغوط	-2 X	+ X	+X
الضغوط عند الاتزان	2.46 – 2X	X	X

$$K_P = \frac{P_{H2} \cdot P_{F2}}{P^2_{HF}} \Rightarrow 1.21 = \frac{X^2}{(2.46 - 2X)^2} \Rightarrow X = 0.85$$

$$[HF] = 2.46 - 2X \Rightarrow [HF] = 0.76\ atm$$

س 2-19

اذا كانت درجة تفكك مول واحد من N_2O_4 الى NO_2 هي 20% عند درجة حرارة 27 C° وضغط 1 atm في اناء حجمه لتر واحد احسب قيمة K_C لتفاعل

الحل:

حجم الاناء = لتر اذن M = n

$$20\ \% = \frac{[N_2O_4\ \text{المتفكك من}]}{[N_2O_4]} \times 100\%$$

$$20\ \% = \frac{[N_2O_4\ \text{المتفكك من}]}{1} \times 100\%$$

$$[N_2O_4\ \text{المتفكك من}] = X = 0.2\ M$$

	N_2O_4	$\rightleftharpoons$	$2NO_2$
التراكيز قبل التفاعل	1		0
التغير في التركيز	- X		+2X
تراكيز عند الاتزان	1- X		2X
	⇩		⇩
	0.8		0.4

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow K_C = \frac{(0.4)^2}{0.8} = 0.2$$

س 2-20 : التفاعل الاتي الماص للحرارة $C_2H_4 + H_2 \rightleftharpoons C_2H_6$ وضعت مولات من C_2H_6 في اناء حجمه لتر وبدرجة حرارة معينة وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان ربع كمية الغاز قد استهلكت فاذا علمت ان ثابت الاتزان يساوي 1\2 جد تراكيز خليط الاتزان .

الحل : حجم الاناء لتر اذن عدد المولات تمثل التركيز

	C_2H_6	$\rightleftharpoons$	C_2H_4	+	H_2
قبل التفاعل	α		0		0
التغير	-x		+x		+ x
عند الاتزان	0.75α		$0.25\ \alpha$		$0.25\ \alpha$

$x = 0.25\ \alpha$

اذن المتبقي من C_2H_6 عند الاتزان $= 0.75\alpha$

$$K_C = \frac{[C_2H_4]\,[H_2]}{[C_2H_6]} \qquad 1/2 = \frac{(0.25\ \alpha)^2}{(0.75\alpha)} \qquad \alpha = 6\ M$$

تراكيز خليط الاتزان

$C_2H_6 = 0.75\times6=4.5M$	$C_2H_4 = 0.25 \times 6 = 1.5$	$H_2 = 0.25 \times 6 = 1.5$

س 2-21: لتفاعل الاتي $2CO \rightleftharpoons 2C_S + O_2$ سخنت كمية كافية من الكربون بوجود غاز الاوكسجين الذي كان تحت ضغط 1.4 atm في وعاء حجمه لتر وبدرجة حرارة معينة وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان ضغط غاز CO عند الاتزان يساوي 0.8 atm احسب K_P للتفاعل

الحل :

	$2C_S$ + O_2	$\rightleftharpoons$	$2CO$
الضغوط الاولية	صلب 1.4atm		0
التغير	-x		+2x
عند الاتزان	1.4 - X		2x

$2x = 0.8$ atm

$x = 0.4$ atm

الضغوط عند الاتزان

CO = 0.8 atm	O_2 = 1 atm	

$$K_P = \frac{[CO]^2}{[O_2]} = \frac{(0.8)^2}{1} = 0.64$$

س 2-22

التفاعل المتزن الاتي $2SO_{2\,g} + O_{2\,g} \rightleftharpoons 2SO_{3g}$ وجد ان خليط الاتزان بدرجة 25 C يحتوي $[O_2] = 0.01$ M , $[SO_3] = 0.002$ M , $[SO_2] = 0.08$ M وعند تبريد التفاعل الى 10 C° وجد ان K_C يساوي 4 . بيّن هل ان التفاعل ماص للحرارة ام باعث ؟

الحل

$$K_C = \frac{[SO_2]^2 [O_2]}{[SO_2]^2} = \frac{[0.08]^2 [0.01]}{[0.002]^2} = 16$$

عند25°C $K_C = 16$ بينما $K_C = 4$ عند 10°C

نلاحظ عند التبريد انخفضت قيمة ثابت الاتزان نستنتج ان اتجاه التفاعل خلفي ولما كان التبريد يزيد من سرعة التفاعل الباعث للحرارة اذن التفاعل الخلفي باعث وعليه فالتفاعل الامامي سيكون ماصا للحرارة .

س 2-23

اذا علمت ان ثابت التاين الذاتي للماء عند درجة 25 C° وضغط 1 atm تساو $1x10^{-14}$ احسب قيمة $\Delta\ G\ r^o$ للتاين $H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O_L$ علما ان $Ln10^{-14} = -32.24$

الحل

$T = t_C + 273 \Longrightarrow T = 25\ C^o + 273 = 298$ K

$\Delta G^o_r = - RT\ Ln\ K_{eq}$

$\Delta G^o_r = - (8.314 j/mol.k x 298k)\ Ln10^{-14}$

$\Delta G^o_r = - (2477.5 J/mol) \times - 32.24$

$\Delta G^o_r = + 79874.6$ J/mol

س 2-24

في التفاعل $2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2$ وضعت كميات مختلفة (مولات مختلفة) من H_2 و N_2 في اناء سعته لتر وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد ان ما استهلك من H_2 يساوي 0.3 mole وما تبقى من N_2 يساوي 0.2 mole احسب عدد مولات مولات كل من N_2 و H_2 قبل التفاعل علما ان K_C = 200

حل تمرين 2 - 6 / حجم الاناء = لتر واحد اذن M = n

نفرض $[N_2] = y$, $[H_2] = z$

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

	N_2	$3H_2$	$2NH_3$
التراكيز الابتدائية	y	Z	0.0
التغير في التركيز	- X	- 3X	+ 2X
التراكيز عند الاتزان	y – X	Z- 3X	2X
	0.2 M	Z – 3X	0.2 M

H_2 المستهلك من $3X = 0.3\ M$

اذن $X = 0.1\ M$

$2X = 0.2\ M$ تركيز الامونيا عند الاتزان

$Y - X = 0.2$ المتبقي من N_2 عند الاتزان

اذن $Y = 0.3\ M$ ويمثل عدد مولات غاز النتروجين قبل التفاعل

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3\,[N_2]} \Rightarrow 200 = \frac{[0.2]^2}{[Z-0.3]^3\,[0.2]} \Rightarrow \frac{200}{0.2} = \frac{1}{[Z-0.3]^3}$$

$\frac{1}{[Z-0.3]^3} = 1000$ بأخذ الجذر التكعيبي نحصل على $Z = 0.4\ M$ ويمثل مولات H_2 قبل التفاعل

س 2-25 : ما العلاقة بين ظاهرة الاحتباس الحراري وكمية غاز NO في الهواء الجوي ؟

كلما زادت كميته في الهواء ازدادت ظاهرة الاحتباس الحراري . حيث ان وجوده في الغلاف الجوي بكميات كبيرة يسبب ارتفاع حرارة سطح الارض كونه يمتص الحرارة المنبعثة من سطح الارض ويعيق نفاذها خارج الغلاف الجوي وبالتالي يؤدي الى ارتفاع حرارة الارض والتي يصطلح عليها بالاحتباس الحراري .

س 26-2 : في التفاعل الغازي عند درجة حرارة $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ وضعت مولات مختلفة من كل من NO و O_2 في اناء حجمه لتر وبعد وصول التفاعل حالة الاتزان وجد ان المتكون من NO_2 يساوي 0.8 mol وتركيز كل من NO و O_2 متساويان وان $K_C = 10$ جد عدد مولات NO و O_2 قبل التفاعل .

الحل

	$2NO$	$+ O_2$	$\rightleftharpoons 2NO_2$
تراكيز اولية	β	α	0
التغير	$-2x$	$-x$	$+2x$
عند الاتزان	$\beta - 2X$	$\alpha - X$	$2X$
	⇩	⇩	⇩
عند الاتزان	y	y	0.8

حجم الاناء لتر اذن n= M

$2X = .0.8\ M$

$X = 0.4\ M$

عند الاتزان $[NO] = [O_2] = y$

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2\,[O_2]} \qquad 10 = \frac{(0.8)^2}{y^3}$$

$y^3 = 0.064 \qquad y = 0.4$

ولما كان

$\beta - 0.8 = \alpha - 0.4$

$\beta - 0.8 = 0.4$

$\beta = 1.2\ mol$ عدد مولات NOالاولية

$\alpha - 0.4 = 0.4$

$\alpha = 0.8\ mol$ عدد مولات O_2 الاولية

اسئلة ومسائل اثرائية

س 1 : في التفاعل المتزن $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ وبدرجة حرارة معينة كانت قيمة K_P تساوي تساوي 3 والضغط الجزئي لغاز NO_2 يساوي 3atm فان الضغط الجزئي لغاز N_2O_4 يساوي ....

س/2 التفاعل الغازي $2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2$ وجد أن خليط الاتزان يتكون من 3 atm من N_2 و 2 atm من H_2 وأن قيمة $K_{eq} = 1/6$ احسب الضغط الجزئي للامونيا عند التوازن . ج / 2 atm

س3 / في درجة حرارة 8 C وجد أن 2 L من الكلوروفورم المستخدم كمذيب يحتوي 0.024 mole من N_2O_4 و 0.0024 mole من NO_2 في حالة توازن حسب المعادلة $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$
إحسب ثابت الاتزان K_{eq} جواب : 121×10^{-6}

س 4/ وضع 0.3 mole من الامونيا في إناء سعته لتر وبعد وصول التفاعل $2NH_{3\,g} \rightleftharpoons N_{2\,g} + 3H_{2\,g}$ حالة التوازن وجد أن مجموع خليط الاتزان = 0.5 mole احسب K_C التفاعل ج / 0.27

س/5 وضع مول واحد من غاز ثنائي أوكسيد الكربون في وعاء سعته لتر وبعد وصول التفاعل حالة الاتزان وجد أن مجموع مولات CO و O_2 = 0.6 mole جد K_C التفاعل $2CO_2 \rightleftharpoons 2CO + O_2$ ج / 0.088

س/6 وضع 0.2 mole من غاز النتروجين و 0.4 mole من غاز الهيدروجين في وعاء حجمه لتر وبعد بلوغ التفاعل $2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2$ حالة الاتزان وجد أن عدد المولات المتبقية من كل من H_2 و N_2 متساوية . احسب ثابت اتزان التفاعل

س/7 التفاعل $3C \rightleftharpoons A + 2B$ وضعت مولات من B ضعف مولات A وبعد وصول التفاعل حالة الاتزان وجد أن المستهلك من B = 80% من مولاته الأولية أوجد ثابت اتزان التفاعل . ج / 432

س/8 للتفاعل الغازي $2SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2 + O_2$ وضع في إناء التفاعل 3 mole من كل من O_2 و SO_2 وعند الاتزان وجد أن $[SO_3]$ = 1 M والمتبقي من $[SO_2]$ = 0.5 M . جد قيمة K_C ج / 4

س/9 في وعاء حجمه 2L وضعت مولات من Br_2 وأخرى من $FeBr_2$ وبدرجة حرارة معينة وصل التفاعل $2FeBr_{3\,s} \rightleftharpoons 2FeBr_{2\,s} + Br_{2\,g}$ حالة الاتزان فوجد أن كمية Br_2 = 8mole احسب ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية عند تلك الدرجة ج / 0.25

س10 / وضعت كمية من PCl_5 في درجة حرارة معينة وعند وصول التفاعل الغازي
$PCl_3 + Cl_2 \rightleftharpoons PCl_5$ حالة الاتزان وجد أن الوعاء يحتوي على 0.8M من PCl_5 و 0.2M من كل من PCl_3 و Cl_2 احسب k_{eq} . ج / 0.05

س11 / التفاعل الغازي $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ وضع 0.8 mol من كل من H_2 و I_2 في إناء سعته 2 L وبعد وصول التفاعل حالة الاتزان وجد أن المتبقي 0.2 mol من I_2 احسب ثابت اتزان التفاعل .

س12/ التفاعل الغازي $2A \rightleftharpoons B + 3C$ في إناء سعته 4 L وضعت مولات غير متساوية من B و C عند درجة حرارة معينة وبعد بلوغ التفاعل حالة الاتزان وجد أن المتفاعل 12 mol من C والمتبقي 8 mol من B احسب مولات A و C الأولية. $k_c = 2$

س13/ وضع 1 M من غاز SO_3 وعند وصول التفاعل $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ حالة الاتزان وجد أن الوعاء يحتوي 0.3 M من غاز O_2 احسب قيمة K_C ثم احسب النسبة المئوية لتفكك SO_3

ج/ $0 K_C = 0.675$ ، 60%

س14 / التفاعل الغازي $2C \rightleftharpoons A + 3B$ وضعت كميات متساوية من A و B ضغط كل منهما 0.45 atm وبعد وصول التفاعل حالة الاتزان وجد أن الضغط الكلي عند التوازن = 0.7 atm احسب كض . ج /40

س12/ في التفاعل الغازي $3C \rightleftharpoons aA + 2B$ وضع 0.2 mol من A و 0.3 mol من B في إناء حجمه لتر واحد وعند وصول التفاعل حالة الاتزان وجد أن المستهلك من B يساوي 0.2 mol والمتبقي من A يساوي 0.1 mol جد K_C ج/ 27

س13/ وعاء تفاعل سعته 5 L يحتوي كربون صلب ادخل فيه 28 g من غاز الهيدروجين وسخن إلى درجة معينة وبعد وصول التفاعل $CH_4 \rightleftharpoons C + 2H_2$ حالة الاتزان وجد ان الوعاء يحتوي على 80 g من غاز الميثان احسب ثابت توازن التفاعل (C = 12 ، H = 1)

س 14 : احسب ثابت اتزان التفاعل $CH_4 \rightleftharpoons C_{graphite} + 2H_2$ عند درجة 25 C وعلى ضوء المعطيات في الجدول الاتي

	ΔH_f^o KJ/mol	S^o J/ mol
CH_4	- 75	186
C	0.0	6
H_2	0.0	130

ج / 8.84×10^5

س 15 / وعاء حجمه 2 L يحتوي على 8 mole من غاز SO_3 في درجة 227 C وعند بلوغ التوازن وجد أن الوعاء يحتوي 4 mole من غاز SO_2 احسب الطاقة الحرة القياسية للتفاعل $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

ج/ صفر

سؤال16 / احسب ثابت اتزان للتفاعل $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ عند 25C , ثم بين هل يحدث التفاعل تلقائيا ام لا ؟ اذا علمت ان ΔG^o_f لكل من H_2O , CO_2 , CH_4 وعلى الترتيب تساوي -237 KJ/ mol , - 394 KJ/mol , - 51 KJ/ mol

ج / 1.6×10^{143}

س17 : عند زيادة تركيز ناتج في تفاعل متزن فان K_{eq} .... (تزداد ، تبقى كما هي ، ليس لها علاقة)

س 18 : التفاعل الغازي المتزن $2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2$ بيّن تاثير اضافة مزيد من غاز النتروجين على حالة الاتزان وعلى قيمة K_C ؟

س 19 : تفاعل انعكاسي له $\Delta H = +$ هو تفاعل ....للحرارة . (ماصا ، باعثا)

س 20 : تفاعل انعكاسي وجد ان ثابت اتزانه قبل التسخين اكبر مماعليه بعد التسخين هو تفاعل .... للحرارة (ماصا ، باعثا)

س21 / بين تأثير تغير درجة الحرارة على حالة اتزان التفاعل $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ الباعث للحرارة .

س22 / تزداد قيمة K_C لتفاعل ماص للحرارة بالتسخين بينما تقل لتفاعل باعث للحرارة . علل

س23 / إذا ازدادت قيمة K_C لتفاعل انعكاسي بارتفاع درجة الحرارة كان التفاعل ماصاً للحرارة فسر ذلك.

س24 / اذكر مع السبب أربعة إجراءات لزيادة إنتاج الامونا $\Delta H = -91.5KJ$ $2NH_3 \rightleftharpoons N_2+3H_2$

س25 / ثابت الاتزان للتفاعل $A \rightleftharpoons B$ عند 25 C يساوي0.005ولكن عند 35 C = 0.02 فسـر ذلك

س26 / تقل قيمة ثابت الاتزان لتفاعل ماص للحرارة بانخفاض درجة الحرارة . علل

س28 / العامل المساعد يزيد من سرعة التفاعل ولا يؤثر على حالة الاتزان . علل

س29/ تنخفض درجة حرارة التفاعل الباعث للحرارة $2CO_{2(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$ عند إضافة CO_2 إلى خليط التوازن . علل

س30/ إذا كان لزيادة الضغط المسلط على التوازن $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ يسبب ارتفاعا في درجة الحرارة فما تأثير التبريد على قيمة ثابت اتزان التفاعل ؟

س31/ إذا علمت أن قيمة ثابت التوازن للتفاعل $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ عند درجة 8 C تساوي 1.06×10^{-5} ولكن عند درجة 25 C تساوي 8.5×10^{-3} فهل أن تفكك N_2O_4 ماصا أم باعثا للحرارة ؟

س32 / التفاعل الغاز $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ الماص للحرارة يقل تركيز NO_2 عند .... الضغط المسلط وعند............ درجة الحرارة و العامل المساعد لا يؤثر في حالة الاتزان لأنه ....

س33 / للتفاعل الغازي الباعث للحرارة $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ كيف تتأثر حالة التوازن وقيمة (k_c) في الحالات آلاتية مع السبب : 1 - زيادة الضغط (تقليص حجم النظام) . 2 - تسخين النظام

س34 / ما تأثير كل مما يأتي على حالة التوازن وعلى قيمة K_C للتفاعل

$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2 \quad \Delta H = +$

1 - زيادة الضغط 2 - تسخين التفاعل 3 - إضافة كمية من حجر الكلس - 4 إضافة عامل مساعد 5 - سحب مقدار من غاز ثنائي اوكسيد الكربون

س35 / في التفاعلات الماصة للحرارة المتزنة يرجح التفاعل نحو زيادة ناتج التفاعل عند ....درجة الحرارة .

س36/ إختر الجواب الصحيح .

1- عند رفع درجة حرارة تفاعل متوازن ماص للحرارة فان قيمة ك م (تزداد ، تنخفض ، لا تتغير)

2 - عند زيادة تركيز ناتج لتفاعل متوازن باعث للحرارة فان حرارة إناء التفاعل..............
(تزداد ، تنخفض ، لا تتغير)

4 - عند تسخين الخليط المتوازن $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ الباعث للحرارة فان اللون البني ......
(يزداد ، يقل ، لا يتغير) عديم اللون بني

5 - إذا انخفضت قيمة K_C لتفاعل انعكاسي بارتفاع درجة الحرارة كان التفاعل (ماصاً ، باعثاً) للحرارة .

سلسلة سؤال وجواب في الاتزان الكيميائي

س1/ ما المقصود بكل مما يأتي :

التفاعلات الانعكاسية :

هي تفاعلات غير تامة تحدث باتجاهين متعاكسين بظروف التفاعل نفسها حيث يتم فيها تحول المواد المتفاعلة الى نواتج في بداية التفاعل ثم تميل النواتج للتفاعل ثانيةً وتكوين المواد المتفاعلة . مثل $CH_3COOC_2H_5 + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + C_2H_5OH$

التفاعلات غير الانعكاسية :

هي تفاعلات تامة تحدث باتجاه واحد وتستمر إلى أن يتم استهلاك تركيز إحدى أو جميع المواد المتفاعلة ، ولا تميل النواتج للتفاعل ثانية لتكوين المواد المتفاعلة عند ظروف التفاعل نفسها

مثل $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$

التفاعلات الانعكاسية المتجانسة :

هي التفاعلات الانعكاسية التي تكون فيها جميع المواد المتفاعلة والناتجة من طور واحد كأن تكون جميعها غازات أو سوائل أو صلبة $2NH_{3g} \rightleftharpoons N_{2g} + 3H_{2g}$

التفاعلات الانعكاسية غير المتجانسة :

هي التفاعلات الانعكاسية التي تكون موادها المتفاعلة والناتجة بأكثر من طور . مثل تجزء حجر الكلس بالحرارة . $CaO_{(s)} + CO_{2\,(g)} \rightleftharpoons CaCO_{3(s)}$

الاتزان الكيميائي :

هو حالة اتزان ديناميكي يصل اليها التفاعل الانعكاسي عندما تصبح معدل سرعة التفاعل بكلا الاتجاهين متساوية فتكون تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة ثابتة دون تغير مالم يحدث تغيير على ظروف التفاعل لذا يبدو التفاعل في تلك الحالة قد توقف .

قانون فعل الكتلة :

عند ثبوت درجة الحرارة فان سرعة التفاعلات الكيميائية في أي اتجاه كان تتناسب طردياً مع حاصل ضرب التراكيز الفعّالة للمواد المتفاعلة كل منها مرفوع إلى أُس يساوي عدد المولات التي تظهر فيه تلك المادة في المعادلة المتوازنة.

ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية :
هو حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة إلى حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة عندالتوازن كل منها مرفوع إلى أس يساوي عدد المولات التي تظهر فيه تلك المادة في المعادلة المتوازنة وهو قيمة ثابتة بثبوت درجة الحرارة ويرمز له بالرمز K_C.

ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية :
هو حاصل ضرب الضغوط الجزئية للغازات الناتجة إلى حاصل ضرب الضغوط الجزئية للغازات المتفاعلة عند الاتزان كل منها مرفوع إلى أس يساوي عدد المولات التي تظهر فيه تلك المادة في المعادلة المتوازنة ، وهو قيمة ثابتة بثبوت درجة الحرارة ويرمز له K_P.

س 2 / يتصف التفاعل الانعكاسي المتوازن بأن : اولا .... ثانيا ....

الجواب

اولا : معدل سرعة التفاعل الامامي = معدل سرعة التفاعل الخلفي

ثانيا : تراكيز المواد الناتجة والمتفاعلة عند الاتزان تراكيز ثابتة ما لم يحدث تغير على الظروف التي يتم عندها التفاعل .

س 3 / تظهر التفاعلات الانعكاسية التي تصل الى حالة الاتزان كأنها متوقفة

جواب / لان حالة الاتزان الكيميائي هي حالة اتزان ديناميكي حركي وليست حالة اتزان استاتيكي (ساكن) اي ان التفاعل مستمر وفي كلا الاتجاهين بالمقدرة والسرعة نفسها .

س 4/ حالة الاتزان في التفاعلات الانعكاسية حالة ديناميكية غير متوقفة علل
جواب/ لان التفاعل مستمر وفي كلا الاتجاهين(الامامي والخلفي) بالمقدرة والسرعة نفسها ، أي في الوقت الذي يكون تفاعل أمامي يكون هناك وفي الوقت نفسه تفاعل عكسي.

س5 / النسبة بين ثابت سرعة التفاعل الامامي k_f وثابت سرعة التفاعل الخلفي k_b تساوي .... الجواب / K_{eq}

س6/ يمكن التعبيرعن ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية .علل

الجواب / لانه يمكن التعبير عن تركيز الغاز بدلالة ضغطه الجزئي والذي من السهل قياسه اكثر من قياس تركيزه المولاري .

س 7 /تتوقف بعض التفاعلات تماماً ، بينما تظهر أخرى وكأنها متوقفة علل
جواب/ تتوقف بعض التفاعلات لأنها تفاعلات غير انعكاسية تحدث باتجاه واحد لتكوين النواتج وتستمر إلى أن يتم استهلاك تركيز إحدى أو جميع المواد ولا تميل النواتج للتفاعل ثانية .

أما التي تظهر وكأنها متوقفة لأنها تفاعلات انعكاسية تحدث باتجاهين اتجاه امامي واخر خلفي وتصل إلى حالة توازن ديناميكي تصبح فيه سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل الخلفي .

س 8 / لمعرفة قيمة ثابت الاتزان اهمية كبيرة . علل ذلك

الجواب / لانه من معرفة القيمة العددية يمكن : تحديد اتجاه التفاعل
س 9 / العلاقة الرياضية بين الطاقة الحرة وحاصل التفاعل هي .... اما العلاقة بين الطاقة الحرة القياسية وثابت الاتزان فهي ....

الجواب / $\Delta G = \Delta G^o + RT \ln Q$ ، $\Delta G^o = -RT \ln K_{eq}$

س 10 / تنبأ بحالة الاتزان من خلال قيم ثابت الاتزان لتفاعل قيمة ثابت اتزانه قليلة جدا واخر كبيرة جدا .

الجواب / التفاعل الذي ثابت اتزانه قليل جدا عند الاتزان تكون كمية المواد الناتجة ضئيلة جدا لدرجة يمكن اعتبار ان هذا التفاعل لا يحدث من الناحية العملية اما التفاعل الذي ثابت اتزانه كبير جدا عند الاتزان تكون تراكيز النواتج كبيرة جدا لدرجة الاكتمال تقريبا وان تراكيز المواد المتفاعلة المتبقية اصبحت ضئيلة جدا لدرجة يمكن اعتبار ان هذا التفاعل يكاد ان يكون تاما من الناحية العملية.

س 11 / عرف قاعدة لو شاتليه .

الجواب / إذا اثر مؤثر خارجي مثل تغير التركيز أو الحجم او الضغط أو درجة الحرارة على تفاعل في حالة اتزان فان هذا التفاعل يتجه بالاتجاه الذي يقلل من تأثير ذلك ليصل التفاعل إلى حالة اتزان جديدة

س 12 / ما ذا يعني تغير موضع الاتزان ؟

ج/ يعني مدى انحراف الاتزان ناحية تكوين النواتج اوالمتفاعلات لتفاعل متزن

س 13/ماهي العوامل المؤثرات الخارجية التي تؤدي الى الاخلال بحالة الاتزان

الجواب : يمكن اجمالها بالنقاط الآتية :

1 – التغير في تراكيز خليط الاتزان .
2– التغير في حجم اناء التفاعل .
3– التغير في الضغط المسلط على خليط الاتزان .
4– التغير في درجة حرارة التفاعل المتزن .

س 14 / استنادا الى قاعدة لو شاتيليه تنبأ بالتغير الذي يحدث على حالة اتزان تفاعل معين عند : 1- اضافة كمية من مادة متفاعله 2- سحب كمية من مادة متفاعلة 3 – اضافة كمية من مادة ناتجة.

الجواب : 1 - يزداد تركيزها عما كان عليه عند الاتزان فيختل الاتزان ولغرض التخلص من هذه الزيادة الحاصلة يزاح الاتزان باتجاه التقليل من الكمية الزائدة من التركيز المضاف أي يزاح من اليسار الى اليمين لتصل المواد الى حالة اتزان جديد في موضع اتزان جديد .

2- ينقص تركيزها عما كان عليه عند الاتزان فيختل الاتزان ولغرض سد النقص الحاصل يزاح الاتزان بالاتجاه الذي يعوض هذا النقص أي يزاح من اليمين الى اليسار لتصل المواد الى حالة اتزان جديد في موضع جديد.

1- يزداد تركيزها عما كان عليه عند الاتزان فيختل الاتزان ولغرض التخلص من هذه الزيادة الحاصلة يزاح الاتزان باتجاه التقليل من الكمية الزائدة من التركيز المضاف أي يزاح من اليمين الى اليسار لتصل المواد الى حالة اتزان جديد في موضع اتزان جديد .

س15 / لا يؤثر تغير التراكيز على قيمة ثابت الاتزان بثبوت درجة الحررة علل

الجواب : لان التغير في التراكيز يغير فقط في موضع الاتزان ولكن قيمة النسبة بين تراكيز النواتج والمتفاعلات عند الاتزان تبقى ثابتة

س 16 / اختر ما يناسب العبارات الاتية
1 : عند زيادة تركيز ناتج في تفاعل متزن فان K_{eq} (تزداد، تبقى كما هي ، ليس لها علاقة)
2- عند اضافة او سحب مادة صلبة في خليط متزن فان الاتزان ....(لا يختل ، يختل ،)

الجواب / 1- تبقى كما هي 2- لا يختل

س17 / لا يؤثر تغير الضغط على قيمة ثابت الاتزان بثبوت درجة الحررة علل

الجواب : لان التغير في الضغط على خليط متزن يغير فقط في موضع الاتزان ولكن قيمة النسبة بين تراكيز النواتج والمتفاعلات عند الاتزان تبقى ثابتة .

س 18 / ما تاثير كل من التسخين والتبريد على تفاعل متزن باعث للحرارة ؟

الجواب / عند التسخين يختل الاتزان و ينزاح التفاعل نحو اليسار بالاتجاه الخلفي لغرض التخلص من الزيادة الحاصلة في درجة الحرارة عن طريق امتصاص النواتج جزء من الحرارة لتكوين المتفاعلات وتحصل زيادة نهائية في تركيز المتفاعلات ونقص نهائي في تركيز النواتج فتقل قيمة ثابت الاتزان . اما عند التبريد فيزاح التفاعل نحو اليمين بالاتجاه الامامي لتكوين النواتج باعثا حرارة تكافيء جزء من الحرارة التي خفض اليها التفاعل وتحصل زيادة نهائية في تركيز النواتج ونقص نهائي في تركيز االمتاعلات فتزداد قيمة ثابت الاتزاد

س 19 / ما تاثير كل من التسخين والتبريد على تفاعل متزن ماصا للحرارة؟

الجواب/ عند التسخين يختل الاتزان وينزاح التفاعل نحو اليمين بالاتجاه الامامي لغرض التخلص من الزيادة الحاصلة في درجة الحرارة عن طريق امتصاص المتفاعلات جزء من الحرارة لتكوين النواتج وتحصل زيادة نهائية في تركيز النواتج ونقص نهائي في تركيز المتفاعلات فتزداد قيمة ثابت الاتزان

وعند التبريد يختل الاتزان وينزاح التفاعل نحو اليسار بالاتجاه الخلفي لتكوين المتفاعلات وانبعاث كمية من الحرارة تكافيء الحرارة التي خفض اليها النظام حيث يحصل نقص نهائية في تركيز النواتج وزيادة نهائية في تركيز المتفاعلات فتقل قيمة ثابت الاتزان .

س 20 أ : تفاعل انعكاسي له $\Delta H = +$ هو تفاعل .... للحرارة . (ماصا ، باعثا)

ب: تفاعل انعكاسي وجد ان ثابت اتزانه قبل التسخين اكبر مماعليه بعد التسخين هو تفاعل .... للحرارة (ماصا ، باعثا) ج / أ : ج / ماصا ب : باعثا

س 21: لا يلاحظ أي تغير في الحرارة للتفاعلات التي تكون في حالة اتزان
الجواب / لأن سرعة التفاعل الأمامي تكون مساوية لسرعة التفاعل الخلفي فتصبح الحرارة المنبعثة او الممتصة في التفاعل الأمامي مساوية للحرارة المنبعثة

س 22 / لا تتغير قيمة ثابت الاتزان الا بتغير درجة حرارة التفاعل . علل

الجواب / لان تغير درجة حرارة تفاعل متزن تقود الى حالة اتزان جديدة تختلف عن حالة الاتزان قبل التغير فالتفاعل اما ان يزاح باتجاه النواتج فتحصل زيادة نهائية في تركيزالنواتج ونقص نهائي في تركيز المتفاعلات فيزداد ثابت الاتزان او قد يزاح التفاعل باتجاه المتفاعلات فتحصل زيادة نهائية في تركيزالمتفاعلات ونقص نهائي في تركيز النواتج فتقل قيمة ثابت الاتزان .

س 23 / تزداد قيمة K_{eq} عند زيادة درجة حرارة نظام متزن ماص للحرارة . علل

الجواب /

عند زيادة درجة الحرارة فان الاتزان ينزاح نحو اليمين بالاتجاه الامامي لغرض التخلص من الزيادة الحاصلة في الحرارة عن طريق امتصاص المتفاعلات جزء من الحرارة لتكوين النواتج وتحصل زيادة نهائية في تركيز النواتج ونقص نهائي في تركيز المتفاعلات فتزداد قيمة ثابت الاتزان .

س 24 / تزداد قيمة K_{eq} عند خفض درجة حرارة نظام متزن باعث للحرارة . علل

الجواب /عند خفض درجة الحرارة فان الاتزان ينزاح نحو اليمين بالاتجاه الامامي لتكوين النواتج باعثا حرارة تكافيء جزء من الحرارة التي خفض اليها التفاعل وتحصل زيادة نهائية في تركيز النواتج ونقص نهائي في تركيز االمتاعلات فتزداد قيمة ثابت الاتزاد .

س 25 / تقل قيمة K_{eq} عند زيادة درجة حرارة نظام متزن باعث للحرارة . علل

الجواب
لان الاتزان ينزاح نحو اليسار بالاتجاه الخلفي لغرض التخلص من الزيادة الحاصلة في الحرارة عن طريق امتصاص النواتج جزء من الحرارة لتكوين المتفاعلات وتحصل زيادة نهائية في تركيز المتفاعلات ونقص نهائي في تركيز النواتج فتقل قيمة ثابت الاتزان

س 26 / تقل قيمة K_{eq} عند خفض درجة حرارة نظام متزن ماص للحرارة . علل

الجواب / عند خفض درجة الحرارة فان الاتزان ينزاح نحو اليسار بالاتجاه الخلفي لتكوين المتفاعلات وانبعاث كمية من الحرارة تكافيء الحرارة التي خفض اليها النظام حيث يحصل نقص نهائية في تركيز النواتج وزيادة نهائية في تركيز المتفاعلات فتقل قيمة ثابت الاتزان .

س27 / إذا ازدادت قيمة K_C لتفاعل انعكاسي بارتفاع درجة الحرارة كان التفاعل ماصاً للحرارة فسر ذلك.

الجواب :
إن زيادة قيمة كم بارتفاع درجة الحرارة تعني ترجيح التفاعل بالاتجاه الامامي الأمامي . وحيث أن ارتفاع درجة الحرارة يغير من اتجاه التفاعل بالاتجاه الذي يقود إلى امتصاص حرارة حسب قاعدة لي- شاتيليه وعليه فإن ازدياد كم تعني أن التفاعل الأمامي ماصاً للحرارة

س28 / ثابت الاتزان لتفاعل ما عند 25 C يساوي 00.005 ولكن عند 35 C = 0.02 فسر ذلك

الجواب / يلاحظ أن قيمة ثابت الاتزان قد ازدادت عند عند درجة 35 C واذا ازدادت قيمة الثابت بارتفاع درجة الحرارة فهذا يفسر لنا ان التفاعل المذكور ماصا للحرارة .

س29/ إذا علمت أن قيمة ثابت التوازن للتفاعل $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ عند 8 C تساوي $1.06x10^{-5}$ ولكن عند 25 C تساوي 8.5×10^{-3} فهل أن تفكك N_2O_4 ماصا أم باعثا للحرارة ؟ الجواب / ماصا لللحرارة

س30/ إذا كان لزيادة الضغط المسلط على التوازن $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ يسبب ارتفاعا في درجة الحرارة فما تأثير التبريد على قيمة ثابت اتزان التفاعل ؟

الجواب
إن زيادة الضغط ترجح التفاعل الخلفي أي باتجاه الحجوم القليلة وحيث أنه سبب ارتفاع في درجة الحرارة عليه فالتفاعل الخلفي باعث للحرارة . اذن التبريد يرجح التفاعل الخلفي الباعث للحرارة فتقل قيمة ثابت التوازن

س/31 إختر الجواب الصحيح .

1/ التفاعل الغازي $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ الماص للحرارة يقل تركيز NO_2 عند .... الضغط المسلط وعند.......... درجة الحرارة (تقليل ، زيادة)

2- عند رفع درجة حرارة تفاعل متزن ماص للحرارة فان قيمة K_C (تزداد ، تنخفض ، لا تتغير)

3 ـ عند زيادة تركيز ناتج لتفاعل متوازن باعث للحرارة فان حرارة إناء التفاعل..............
(تزداد ، تنخفض ، لا تتغير)

4 - عند تسخين الخليط المتوازن $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ الباعث للحرارة
عديم اللون   بني

فان اللون البني ...... (يزداد ، يقل ، لا يتغير)

5 - إذا انخفضت قيمة K_c لتفاعل انعكاسي بارتفاع درجة الحرارة كان التفاعل (ماصاً ، باعثاً للحرارة)

6- في التفاعلات الماصة للحرارة المتزنة يرجح التفاعل نحو زيادة ناتج التفاعل عند ....درجة الحرارة (زيادة ، نقصان)

الجواب

1 – تقليل ، زيادة 2 – تزداد 3 – تنخفض 4 – يزداد 5 – باعثا 6 - زيادة

س 32 / لا تؤثر اضافة العامل المساعد على حالة الاتزان ولا على قيمة ثابت الاتزان . علل

الجواب : لانه لا يؤثر على تراكيز خليط الاتزان ولكنه يؤثر في طاقة التنشيط مما يؤثر فقط على السرعة التي يصل اليها التفاعل لحالة الاتزان حيث يزيد من سرعتي التفاعل الامامي والخلفي بنفس المقدار فيتم الوصول الى حالة الاتزان بسرعة عالية في وجود العامل المساعد منها في عدم وجودة .

س 33 : علل مما ياتي

1 – في التفاعل الافتراضي $B_g \rightleftharpoons A_g$ لا تتغير حرارة اناء التفاعل عند زيادة الضغط. علل

الجواب
كون التفاعل المذكور غير مصحوب بتغير في الحجم (عدد المولات متساوية في طرفي المعادلة) فلا تؤثر زيادة الضغط على كميات المواد الموجودة في خليط الاتزان وبالتالي يبقى موضع الاتزان ثابتا وتصبح سرعة التفاعل الامامي الباعث للحرارة تساوي سرعة التفاعل الخلفي الماص لحرارة أي ان كمية الحرارة المنبعثة تساوي كمية الحرارة الممتصة
2 – قيمة ثابت الاتزان للتفاعلات غير الانعكاسية تكون كبيرة جدا.

جواب / كونها تفاعلات تامة اذ تتحول فيها جميع تراكيزالمواد المتفاعلة الى نواتج ولما كان ثابت الاتزان يتناسب طرديا مع تراكيز النواتج اذن ستكون قيمته كبيرة جدا .

3 – يُعدُّ التفاعل باعثا للحرارة اذا انخفضت قيمة K_C للتفاعل عند زيادة درجة حرارة التفاعل .

جواب / لان انخفاض قيمة ثابت الاتزان تعني ان تراكيز النواتج انخفضت وزادت تراكيز المتفاعلات بعد رفع درجة الحرارة بمعنى ان اتجاه الاتزان سيكون خلفي بارتفاع د درجة الحرارة وعليه يعد هذا التفاعل باعثا للحرارة .

4 – قيمة K_C تزداد عند رفع درجة حرارة التفاعل في حالة التفاعلات الماصة للحرارة .

ج / عند رفع درجة الحرارة لتفاعل متزن ماصا للحرارة فان الاتزان ينزاح نحو اليمين بالاتجاه الامامي لغرض التخلص من الزيادة الحاصلة في درجة الحرارة عن طريق امتصاص المتفاعلات جزء من الحرارة لتكوين النواتج وتحصل زيادة نهائية في تركيز النواتج ونقص نهائي في تركيز المتفاعلات فتزداد قيمة ثابت الاتزان .

ليس المهم ان نكتب بل المهم ان نعي ما نكتبه

تمت بعونه تعالى

للمزيد من الملازم والدروس وكل ما يخص طلبة السادس الأعدادي زورونا على مواقع التواصل الأجتماعي ...

رحلة التفوق في السادس

عطاء بلا حدود

ا.د مينا الاحمد

ا.د اشرف الوائلي